

L'ÉLÉMENT CARBONE

EXERCICE 1 : Ex . résolu p. 18

La formule de l'éthanol est C_2H_6O . Calculer les pourcentages en carbone, hydrogène et oxygène dans l'éthanol connaissant les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$.

EXERCICE 2 : Ex. résolu p. 18

Un composé organique ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. L'analyse élémentaire fournit les pourcentages de carbone et d'hydrogène : $\%C = 55,0$; $\%H = 8,92$. En outre, une détermination expérimentale de sa masse molaire conduit à la valeur approchée : $M = 43,8 g.mol^{-1}$. Déduire de ces résultats, la formule du composé organique et sa masse molaire exacte.

Masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$.

EXERCICE 3 : 1 p. 20

Le glucose a pour formule brute $C_6H_{12}O_6$.

1. Calculer sa masse molaire.
2. Calculer le pourcentage en masse de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

EXERCICE 4 : 2 p. 20

La masse molaire du saccharose est $342 g.mol^{-1}$. Déterminer sa formule sachant qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène avec les pourcentages : $\%C = 40,0$; $\%H = 6,67$.

EXERCICE 4(bis) : 3 p. 20

Un composé gazeux a, dans les conditions normales, une masse volumique égale à $1,34 kg. m^{-3}$. Déterminer sa formule sachant qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène avec les pourcentages massiques suivants : $\%C : 40,0$; $\%H : 6,67$.

EXERCICE 5 : 4 p.20

L'urée est formée de :

20,00 % de carbone, 6,66 % d'hydrogène ; 26,67 % d'oxygène ; 46,67 % d'azote.

Déterminer sa formule brute sachant qu'elle ne contient qu'un seul atome de carbone.

EXERCICE 6 : 5 p. 20

Le sucre ordinaire a pour formule $C_{12}H_{22}O_{11}$. On réalise la pyrolyse de 1 g de sucre.

Quelle masse maximale de carbone reste-t-il dans le tube après la pyrolyse ?

EXERCICE 7 : 6 p.20

Une bougie est constituée essentiellement de stéarine de formule $C_{57}H_{110}O_6$. Sa masse est égale à 50 g.

1. Ecrire l'équation de sa combustion complète.
2. La bougie brûle dans une boîte de dimension : $30 cm \times 30 cm \times 25 cm$, remplie d'air dans les conditions normales.
 - 2.1. Calculer la quantité de matière de dioxygène présent dans cette boîte sachant que l'air contient, en nombre de moles, 20 % de dioxygène.
 - 2.2. Déterminer la perte de masse de la bougie, la masse de dioxyde de carbone et d'eau formés en supposant la combustion de la stéarine complète.

EXERCICE 8 : 7 p. 20

L'analyse élémentaire permet de déterminer la composition centésimale d'un produit organique : $\%C = 59,8$; $\%H = 13,4$; $\%O = 26,8$. La masse molaire de ce produit est voisine de $60,8 g.mol^{-1}$.

1. Déterminer la formule de composé organique.
2. Quelle est sa masse molaire ?

EXERCICE 8 (BIS) : 8 p. 20

On donne le résultat de l'analyse d'une substance organique ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène : %C = 40 ; %H = 6,67. Sa masse molaire est voisine de 59 g. mol⁻¹. Quelle est sa formule ?

EXERCICE 9 : 9 p. 21

Déterminer la formule d'un hydrocarbure C_xH_y sachant :

- qu'il contient 84,2 % de carbone ;
- que sa masse molaire est voisine de 113 g.mol⁻¹.

EXERCICE 10 : 10 p. 21

On réalise la combustion de 30cm³ d'un mélange de méthane CH₄ et d'éthylène C₂H₄ en présence de 100 cm³ de dioxygène. Après la combustion, il reste 70 cm³ de gaz dont 36 cm³ de dioxyde de carbone ; le reste étant du dioxygène.

Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

1. Ecrire les équations de combustion.
2. Calculer les volumes de dioxygène entré en réaction et de dioxyde de carbone formé.
3. Déterminer la composition du mélange initial.

EXERCICE 11 : 11 p. 21

On réalise la combustion de 40cm³ d'un mélange de méthane CH₄, d'éthylène C₂H₄ et de dihydrogène H₂ en présence de 130 cm³ de dioxygène. Après la combustion, il reste 94 cm³ de gaz dont 56 cm³ de dioxyde de carbone ; le reste étant du dioxygène.

Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

1. Ecrire les équations de combustion.
2. Calculer les volumes de dioxygène entré en réaction et de dioxyde de carbone formé.
3. Déterminer la composition du mélange initial.

EXERCICE 12 : 12 p. 21

On réalise la combustion de 10cm³ d'un hydrocarbure gazeux C_xH_y en présence de 60 cm³ de dioxygène. Après la combustion, il reste 45 cm³ d'un mélange gazeux dont 30 cm³ de dioxyde de carbone et 15 cm³ de dioxygène. Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

Déterminer la formule de l'hydrocarbure.

EXERCICE 13 : 13 p. 21

On réalise la combustion de 10cm³ d'un hydrocarbure gazeux C_xH_y en présence de 80 cm³ de dioxygène. Après la combustion, il reste 65 cm³ d'un mélange gazeux dont 40 cm³ de dioxyde de carbone ; le reste étant du dioxygène. Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions. Déterminer la formule de l'hydrocarbure.

EXERCICE 13(BIS) : 14 p. 21

On réalise la combustion, dans un flacon contenant de l'air en excès, de 0,5 g de méthanol de formule CH₃-OH.

1. Calculer la masse d'eau et le volume de dioxyde de carbone formé.
 2. Calculer le volume minimal d'air que devrait contenir le flacon.
- L'air contient 1/5 de dioxygène (en nombre de moles).

EXERCICE 14 (BIS) : 15 p. 21

Dans un tube retourné sur une cuve remplie de mercure (eudiomètre), on introduit un volume de 7,5 cm³ d'un hydrocarbure gazeux, puis un volume de 75 cm³ de dioxygène. On fait éclater une étincelle électrique qui déclenche la combustion de l'hydrocarbure. On laisse refroidir les gaz, on obtient un volume de 60 cm³ de gaz.

Mis en contact avec un excès de soude, ce volume est ramené à 37,5 cm³ de gaz. La soude, comme la potasse, absorbe le dioxyde de carbone. L'eau est condensée. Le gaz restant est du dioxygène en

excès. Tous les volumes ont été mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression. En déduire la formule de l'hydrocarbure.

EXERCICE 14 : 16 p. 21

La combustion de 0,018 g de la vapeur d'un liquide organique ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, nécessite 30,8 cm³ de dioxygène et donne 22,4 cm³ de dioxyde de carbone. Les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions normales.

La masse molaire du composé est voisine de 72 g.mol⁻¹.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction en représentant le corps par la formule C_xH_yO_z.
2. Déterminer x, y et z.

EXERCICE 15: 17 p. 22

On réalise la combustion de 0,78 g d'un hydrocarbure gazeux. Il se forme 2,64 g de dioxyde de carbone et 0,54 g d'eau.

1. Déterminer la formule (ou les formules) possibles de ce corps.
2. La masse molaire est voisine de 26 g.mol⁻¹. En déduire la formule brute de ce corps.

EXERCICE 15 (BIS) : 18 p. 22

Soit une substance organique contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote.

Chauffée avec de l'oxyde de cuivre CuO, elle donne du dioxyde de carbone et de l'eau. Il se forme également du cuivre. Avec une masse de 0,885 g de cette substance, on obtient 1,32 g de dioxyde de carbone et 0,675 g d'eau.

L'azote contenu dans 0,63 g de cette substance peut, dans certaines conditions être libéré : on recueille un volume de 119 cm³ de diazote (conditions normales).

Déterminer sa formule, sachant qu'elle ne contient qu'un atome d'azote par molécule.

EXERCICE 16: 19 p. 22

On réalise la combustion de 0,825 g d'une substance organique. Il se forme 2,76 g de dioxyde de carbone et 0,645 g d'eau.

1. Montrer que cette substance ne contient que du carbone et de l'hydrogène.
2. Déterminer la formule brute de cette substance sachant que sa masse molaire est voisine de 92 g.mol⁻¹.

EXERCICE 17 : 20 p. 22

On réalise la combustion de 0,500 g d'un hydrocarbure. Il se forme 1,526 g de dioxyde de carbone.

1. Déterminer la composition centésimale de cet hydrocarbure.
2. Calculer la masse d'eau formée.
3. La masse molaire de cette substance est égale à 72 g.mol⁻¹. Déterminer sa formule.

EXERCICE 18 : 21 p. 22

On soumet à l'analyse élémentaire 0,45 g d'un composé organique azoté gazeux. Sa combustion produit 0,88 g de dioxyde de carbone et 0,63 g d'eau ; par ailleurs, la destruction d'une même masse de substance en l'absence totale d'azote conduit à la formation de 0,17 g d'ammoniac NH₃.

1. Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les 0,45 g du composé. Celui-ci contient-il de l'oxygène ?
2. Quelle est la composition centésimale du composé ?
3. Sachant que, dans les conditions normales de température et de pression, la masse volumique du composé est voisine de 2 g. L⁻¹, calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule.

EXERCICE 19 : 22 p. 22

La cantharidine est une substance naturelle extraite de la « mouche d'Espagne ». Sa masse molaire vaut 198 g. mol⁻¹ près : 188 < M < 208 g. mol⁻¹.

L'analyse élémentaire a donné les résultats suivants : %C = 61,2 ; %H : 6,2.

Des tests montrent l'absence d'azote, de soufre, de phosphore. On peut donc penser que l'élément supplémentaire dans la molécule est l'oxygène.

Déterminer la formule de la cantharidine.

EXERCICE 20 : 23 p. 23

L'analyse de la caféine donne la composition centésimale : C : 49,68 % ; H : 5,04 % ; N : 29,01 %.

La caféine contient en outre de l'oxygène.

Sa masse molaire est égale à 197 g. mol⁻¹, valeur connue à 5 g. mol⁻¹ près.

Déterminer la formule de la caféine.

LES ALCANES

EXERCICE 00: 6/38

Ecrire la formule semi- développée des alcanes que l'on peut nommer : 2-éthyl 2-méthyl propane et 2,2-diméthylbutane. Qu'en pensez-vous ? Quel nom faut-il adopter ?

EXERCICE 01: 7/38

On donne les trois alcanes et leur température d'ébullition (sous la pression normale) :

CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃ (36 °C) ; CH₃-CH(CH₃)-CH₂-CH₃ (28 °C) ; CH₃-C(CH₃)₂-CH₃ (10 °C).

1. Que pensez-vous de ces trois alcanes ?
2. Est-il étonnant que leurs températures d'ébullition soient différentes ?
3. Quels sont leurs noms dans la nomenclature officielle ?

EXERCICE 02: 8/38

1. Quelle est la formule brute de l'alcane dont la masse molaire vaut 72 g. mol⁻¹ ?
2. Ecrire les formules semi- développées de tous les isomères et les nommer.

EXERCICE 03 : 11/38

1. Calculer la masse molaire M de l'alcane à n atomes de carbone en fonction de n.
2. La masse d'un litre d'air, pris dans les conditions normales de température et de pression est m = 1,29 g. Calculer la masse d'une « mole » d'air.
3. A partir de quelle valeur de n un alcane gazeux est-il plus dense que l'air ?

EXERCICE 04 : 13/38

Ecrire les formules semi- développées de tous les isomères de position dichlorés du :

1. Propane ;
2. Méthylpropane .

Donner les noms de ces composés.

EXERCICE 05: 16/9

Pour porter la température d'un litre d'eau de 20 °C à 100 °C, il faut brûler environ 0,15 mole de propane.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction de dioxygène nécessaire à la combustion complète du propane.
2. Quel est le nombre de moles de dioxygène nécessaire à la combustion de 0,15 mole de propane ?
3. Quelles sont les masses respectives des réactifs avant réaction et des produits après réaction ?
4. Quel est le volume d'air mis en jeu ? On est dans les conditions normales et l'air, en nombre de moles, 20 % de dioxygène.

EXERCICE 06 : 23/39

On fait le vide dans un flacon, puis on le remplit successivement, dans les mêmes conditions de température et de pression, avec un alcane gazeux A, puis avec de l'éthane E.

On détermine par pesée, les masses introduites : $m_A = 6,473 \text{ g}$; $m_B = 3,348 \text{ g}$.

1. Déterminer la masse molaire de l'alcane A.
2. Donner sa formule semi- développée et son nom sachant que sa chaîne carbonée est non- ramifiée.

EXERCICE 1 : 9 p. 38

1. Quelle est la formule brute de l'alcane dont la masse molaire vaut 58 g.mol^{-1} ?

2. Ecrire les formules semi- développées de tous les isomères et les nommer.

3. Ecrire la formule semi- développée de tous les dérivés monochlorés des alcanes considérés à la question 1) et les nommer.

EXERCICE 2 : 17 p. 39

On fait brûler une mole d'un alcane à n atomes de carbone, avec du dioxygène en excès. On obtient quatre moles de dioxyde de carbone.

En déduire la formule brute de l'alcane, la quantité de matière d'eau formée et de dioxygène consommé.

EXERCICE 3 : 18 p. 39

Un mélange contenant n_1 moles de méthane et n_2 moles d'éthane produit, par combustion complète avec du dioxygène en excès, du dioxyde de carbone et de l'eau. La masse d'eau recueillie est de 21,6 g. La masse de dioxyde de carbone formé est 30,8 g.

1. Ecrire les équations des réactions de combustion du méthane et de l'éthane.

2. Calculer la quantité de matière d'eau formée.

3. Calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone produit.

4. Calculer n_1 et n_2 .

5. Calculer, dans le mélange initial d'alcanes, la composition en masse (exprimée en %) de chacun des deux composés.

EXERCICE 4 : 20 p. 39

Un alcane de formule brute C_5H_{12} conduit, par substitution du chlore, à un seul dérivé monochloré. Déterminer la formule semi- développée de cet alcane et son nom.

EXERCICE 5: 22 p.39

La microanalyse d'un alcane A montre que le rapport entre la masse de l'hydrogène et la masse du carbone qu'il renferme est égal à 0,20. En déduire :

1. La formule C_xH_y de l'alcane A ;

2. Sa formule semi- développée, sachant que tous les atomes d'hydrogène qu'il contient appartiennent à des groupes méthyle.

3. Son nom en nomenclature internationale.

4. Combien existe-t-il de dérivés de substitution monochlorés de l'alcane A ? En donner le(s) nom(s).

5. Même question, mais pour les dérivés dichlorés.

Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(H) = 1$; $M(C) = 12$.

EXERCICE 6 : 24 p. 39

Un alcane A comporte 8 atomes de carbone dans sa molécule.

1. Quelle est sa formule brute ?

2. On le fait réagir avec du dichlore en présence de lumière. On n'obtient qu'un seul produit monochloré B. Ecrire l'équation bilan de la réaction.

3. Déduire de ce qui précède :

a) la formule semi- développée et le nom de l'alcane A ;

b) la formule semi- développée et le nom du composé monochloré B.

EXERCICE 7 : 25 p.40

On procède à la microanalyse d'un corps A qui est un produit de substitution monochloré d'un alcane. Les pourcentages en masse trouvés pour les éléments C et Cl présents dans A sont :

% C = 45,86 ; % Cl = 45,21.

1. Déterminer la formule C_xH_yCl du corps A.

Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(Cl) = 35,5$.

2. Quelle est la formule semi-développée de A sachant que sa molécule possède deux groupes méthyle ? Quel est son nom ?

3. Proposer une méthode de synthèse de A à partir d'un alcane B et le dichlore.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Quel est le nom de l'alcane B ?

c) En fait, cette synthèse produit simultanément un second dérivé monochloré A'. Quel est son nom ? Ecrire l'équation bilan de la réaction qui l'engendre.

EXERCICE 8 : 26 p. 40

1. Un alcane A a pour masse molaire $44 g \cdot mol^{-1}$. Quelle est sa formule brute ? Quel est son nom ? Y a-t-il des isomères ?

2. Un dérivé dichloré d'un autre alcane B a une masse molaire voisine de $127 g \cdot mol^{-1}$. Quelle est sa formule brute ? Y a-t-il des isomères ? Préciser leurs noms.

Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(Cl) = 35,5$.

3. Un mélange des deux alcanes A et B est soumis à une combustion en présence de $130 cm^3$ de dioxygène. Après la combustion, il reste $86 cm^3$ de gaz dont $68 cm^3$ de dioxyde de carbone, le reste étant du dioxygène.

Déterminer la composition du mélange des deux alcanes sachant que tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression. On donnera le volume de chacun des alcanes ainsi que le pourcentage (en quantité de matière de chacun d'eux dans le mélange).

EXERCICE 9 : ANONYME (D.S LYCEE STE MARIE)

Deux composés A et B sont mélangés.

• $m_1 = 32,4 g$ du mélange contient $0,1 mol$ de A et $0,3 mol$ de B.

• $m_2 = 30 g$ du mélange contient $0,3 mol$ de A et $0,1 mol$ de B.

1. Déterminer à l'aide de ces deux mélanges, les masses molaires M_A et M_B de A et B.

2. A est de masse molaire $M_A = 72 g \cdot mol^{-1}$, de la forme C_aH_b et possédant 2,4 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone.

Déterminer la formule brute de A et donner les formules semi-développées et les noms des isomères de A.

3. L'analyse montre que l'échantillon de $42 mg$ de B, contient $1 mg$ d'hydrogène. B est de la forme CH_xCl_y . En déduire sa formule brute.

Données : C = 12 ; Cl = 35,5 ; H = 1 (en $g \cdot mol^{-1}$).

$$1) m_1 = 0,1 M_A + 0,3 M_B \quad (1)$$

$$m_2 = 0,3 M_A + 0,1 M_B \quad (2)$$

$$(1) \text{ et } (2) \Rightarrow M_A = 72 g \cdot mol^{-1} \text{ et } M_B = 84 g \cdot mol^{-1}.$$

$$2) M_A = 12 a + b ; b = 2,4 a \Rightarrow a = 5 \text{ et } b = 12 \Rightarrow C_5H_{12}.$$

2-méthylbutane ; 2,2-diméthylpropane

$$3) \%H = \frac{m_H}{m_B} \cdot 100 = 2,38.$$

$$\frac{M_B}{100} = \frac{x}{\%H} \Rightarrow \%H = \frac{100 \cdot x}{M_B} = \frac{100 \cdot x}{12 + x + 35,5 y} = \frac{100x}{84} = 2,38 \Rightarrow x = 2 ; y = 2 ;$$

donc sa formule brute est CH_2Cl_2 .

LES ALCENES ET LES ALCYNES

EXERCICE 01 : 7/ 58

1. Calculer, en fonction de n, la masse molaire de l'alcène à n atomes de carbone.
2. **Application** : quel est l'alcène dont la masse molaire vaut $56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$? Donner les formules semi-développées de tous les isomères.

EXERCICE 02 : 8/ 58

1. Calculer le pourcentage de carbone (en masse) dans l'alcène C_5H_{10} , puis dans l'alcène de formule C_nH_{2n} . Conclure.
2. Même question pour les alcynes C_5H_8 et $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

EXERCICE 03 : 9/ 58

1. On met en présence 2 L de dichlore et 4 L d'éthylène.
 - 1.1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 - 1.2. Quels sont la nature et le volume du gaz restant lorsque la réaction est terminée.
2. On dispose d'une solution de dibrome dans le tétrachlorométhane préparée en dissolvant 10 g de dibrome dans 100 mL du solvant. Quel volume de cette solution de dibrome faut-il faire réagir que 0,4 L d'éthylène pour que la réaction d'addition soit complète ?
 - Masse molaire du brome : $M(\text{Br}) = 80 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 04 : 15/ 58

Un composé insaturé A, de formule $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$, donne par addition de chlorure d'hydrogène du 1,3-dichlorobutane de façon majoritaire.

1. Déterminer la formule développée de A en admettant que la présence d'un atome Cl ne modifie pas la règle d'addition sur la double liaison.
2. Le composé A présente-t-il l'isomérisation Z et E ?

EXERCICE 05 : 16/ 58

Un alcène A donne par hydrogénation catalytique le 2,3-diméthylbutane.

1. Quelles sont les formules semi-développées possibles pour A ?
2. L'addition de chlorure d'hydrogène sur A conduit, de façon prépondérante, au 2-chloro-2,3-diméthylbutane, mais pas exclusivement. Montrer que cela permet de déterminer la formule semi-développée de A.
3. A présente-t-il l'isomérisation Z-E ?

EXERCICE 06 : 24/ 59

1. Calculer le degré de polymérisation du polyéthylène de masse molaire $150 \text{ kg}\cdot\text{mol}^{-1}$.
2. Même question pour le polystyrène de même masse molaire.

EXERCICE 07 : 25/ 59

On réalise la polymérisation du 1,1-dichloroéthylène.

Identifier le motif du polymère et écrire l'équation- bilan de la réaction de polymérisation.

EXERCICE 1 : 5 p. 57

1. L'acétylène et l'éthylène peuvent subir la combustion complète avec le dioxygène. Ecrire les équations- bilan de ces réactions.
2. Soit un mélange contenant un litre d'acétylène et un litre d'éthylène.
 - a) Quel volume de dioxygène doit-on utiliser pour réaliser la combustion complète de ce mélange ?
 - b) Quels produits obtient-on ? Déterminer leur masse.

EXERCICE 2 : 6 p. 57

Un mélange d'éthylène et de méthane subit la combustion complète. 40 dm³ de ce mélange brûlent en présence d'un excès d'air en donnant 56 dm³ de dioxyde de carbone. Les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

En déduire la composition du mélange initial.

EXERCICE 3 : 10 p. 58

Par hydrogénation catalytique d'un alcène A, on obtient le 2-méthylpentane..

1. Quelles sont les formules développées possibles pour cet alcène ?
2. A peut se présenter sous la configuration Z. Quelle est la formule développée de A ?

EXERCICE 4 : 11 p. 58

Par hydrogénation catalytique sur palladium désactivé du but-2-yne donne un corps B.

1. Quelle est la formule semi- développée de B ? A quelle famille de composé appartient-il ?
2. Donner la formule semi- développée et le nom du produit de l'addition du chlorure d'hydrogène sur B.
3. Quel est le motif du polymère que l'on peut obtenir par polymérisation de B ?

EXERCICE 5: 12 p. 58

On fait réagir, par réaction d'addition, un volume de dichlore égal à 1 m³ sur la quantité suffisante d'éthylène.

1. Déterminer la masse minimale d'éthylène nécessaire pour que la réaction soit complète.
2. Quel produit obtient-on ? Déterminer sa masse.

EXERCICE 6 : 13 p. 58

On peut obtenir le chlorure de vinyle en additionnant le chlorure d'hydrogène sur l'acétylène. Le rendement de la réaction est supposé de 0,8.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Déterminer la masse de chlorure de vinyle obtenue à partir de 200 m³ d'acétylène.

EXERCICE 7 : 20 p. 58

Un mélange gazeux, de volume 100 cm³, contient de l'éthylène et de l'éthane. On le met en présence de 40 cm³ de dichlore à l'abri de la lumière.

1. Quelle(s) réaction(s) peut (peuvent) se produire ?
2. Sachant que le mélange final ne contient plus de dichlore, ni d'éthylène, en déduire la composition centésimale, en volume du mélange initial.

EXERCICE 8 : 21 p. 58

Le trichloroéthylène $\text{CHCl}=\text{CCl}_2$ est un solvant qui a été préparé pendant longtemps grâce au procédé suivant :

* **1^{ère} étape** : addition de dichlore sur l'acétylène conduisant au 1,1,2,2-tétrachloroéthane.

* **2^{ème} étape** : élimination d'une molécule HCl à partir d'une molécule de 1,1,2,2-tétrachloroéthane.

1. Ecrire les équations- bilan des réactions.
2. Quelle masse d'acétylène est-il nécessaire de faire entrer en réaction pour obtenir une tonne de trichloroéthylène sachant que le rendement est 80 % pour la 1^{ère} étape et 100 % pour la 2^{ème}.
3. Calculer le volume de dichlore à faire réagir et celui du chlorure d'hydrogène formé.

EXERCICE 9 : 22 p. 58

Un alcène A réagit avec le bromure d'hydrogène HBr et donne naissance à un composé B qui contient 48,5 % de brome en masse.

1. Sachant que la masse atomique molaire du brome Br est 80 g.mol⁻¹, déterminer les formules brutes de B et A.
2. Ecrire toutes les formules semi- développées possibles pour l'alcène A. Nommer les composés correspondants et préciser ceux qui donnent lieu à l'isomérisation Z-E.

LES COMPOSES AROMATIQUES

EXERCICE 01 : 3 p. 71

1. Ecrire la formule semi- développée du paradichlorobenzène. Proposer un autre nom pour ce composé.
2. Essayer d'en imaginer un mode de fabrication.
3. En supposant que ce mode de préparation, par action directe du dichlore sur le benzène, ait un rendement de 100 %, calculer les masses de benzène et de dichlore à faire réagir pour obtenir 1 kg de paradichlorobenzène.

EXERCICE 02 : 14 p. 71

1. Un mélange gazeux toluène- dichlore est exposé à la lumière vive. Il se forme un seul produit, qui est un dérivé monochloré du toluène, et du chlorure d'hydrogène.
 - 1.1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 - 1.2. A quel type de réaction se rattache-t-elle ?
2. En présence de chlorure d'aluminium, on fait barboter du dichlore dans du toluène liquide et on obtient trois composés monochlorés, en proportions différentes, ainsi que du chlorure d'hydrogène.
 - 2.1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction. A quel type de réaction se rattache-t-elle ?
 - 2.2. Donner les formules développées et les noms des produits obtenus.

EXERCICE 03 : 16 p. 72

1. Ecrire l'équation- bilan de la formation du T.N.T (2,4,6-trinitrotoluène) à partir du toluène.
2. Quelle masse de toluène est-il nécessaire d'utiliser pour fabriquer une tonne de T.N.T ?
Le rendement est supposé égal à 90 %.

EXERCICE 04: 19p. 72

Un hydrocarbure A a pour formule brute $C_{14}H_{12}$ et il contient deux noyaux aromatiques. A l'abri de la lumière, il fixe une mole de dichlore par mole. L'addition du chlorure d'hydrogène sur A est possible et ne conduit qu'à un seul produit.

1. Déterminer sa formule développée.
2. A peut-il être Z ou E ? Si tel est le cas, dessiner les formules développées des deux stéréoisomères.

EXERCICE 05 : 20p. 73

Un hydrocarbure A a pour formule brute C_9H_{12} .

- Par hydrogénation, en présence d'un catalyseur, A donne un corps de formule C_9H_{18} .
 - En présence de dibrome et de trichlorure d'aluminium, A donne un corps de substitution B contenant 40,2 % de brome en masse.
1. Montrer que A renferme un noyau benzénique.
 2. Montrer que le brome ne se substitue qu'une fois sur A.
 3. Ecrire toutes les formules possibles pour A.
 4. Il n'existe qu'un seul dérivé mononitré de A. En déduire la formule semi- développée de A.
- Masses molaires en g. mol⁻¹ : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(Br) = 80.

EXERCICE 06 : 22 p. 73

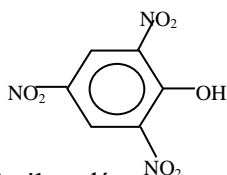
On réalise la mononitration du toluène : $C_6H_5-CH_3$.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction et la formule semi- développée du composé obtenu sachant que la nitration s'effectue surtout en position para par rapport au groupe méthyle (on obtient principalement le paranitrotoluène). Préciser les conditions expérimentales.
2. Le paranitrotoluène est un liquide de masse volumique 1 100 kg. m⁻³.
 - 2.1. Déterminer la quantité de matière totale de nitrotoluène que l'on peut fabriquer à partir de 100 kg de toluène sachant que le rendement de la nitration est 90 %. Cela signifie que 90 % des molécules du toluène sont transformées en nitrotoluène.

2.2. En déduire le volume de paranitrotoluène obtenu sachant que l'on forme 2 % de métadinitrotoluène et 26 % d'orthonitrotoluène.

EXERCICE 07 : 23 p. 73

L'acide picrique est le 2,4,6-trinitrophénol de formule :



Quand on le chauffe, il se décompose de façon explosive en vapeur d'eau, diazote, dioxyde de carbone et carbone.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de décomposition.
2. Quel est le volume de gaz dégagé (ramené dans les C.N.T.P) par la décomposition de 1 g d'acide picrique (l'eau est liquide dans ces conditions). Conclure.

EXERCICE 08 : 24p. 73

En faisant réagir, dans des conditions appropriées, du dichlore sur 7,8 g de benzène, on obtient 8,8 g d'un composé, de masse molaire $M = 147 \text{ g. mol}^{-1}$, qui se solidifie à la température ordinaire, et un gaz dont la solution est acide.

1. Déterminer la formule du composé obtenu et écrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Donner la formule semi-développée et le nom des isomères répondant à la formule déterminée.
3. Calculer le rendement de la réaction.

EXERCICE 1 : 4 p. 71

1. Quel est l'hydrocarbure aromatique dont la masse molaire vaut 92 g.mol^{-1} ? Quel est son nom ?
2. Un hydrocarbure de masse molaire 106 g.mol^{-1} possède un noyau aromatique. Déterminer sa formule brute et les formules semi-développées possibles.

EXERCICE 2 : 5 p. 71

La combustion complète de 69 g d'un hydrocarbure produit 231 g de dioxyde de carbone. La masse molaire de cet hydrocarbure vaut 92 g. mol^{-1} .

1. Déterminer sa formule brute.
2. Déterminer sa formule semi-développée sachant qu'il contient un noyau aromatique.

EXERCICE 3 : 6 p. 71

Quel volume d'air est-il nécessaire d'utiliser pour réaliser la combustion complète de 1 mL de benzène liquide ?

- L'air contient, en volume, environ 20 % de dioxygène.
- La masse volumique du benzène est 880 kg .m^{-3} .

EXERCICE 4 : 7 p. 72

On réalise l'hydrogénation de 1 cm^3 de benzène.

1. Quel corps obtient-on ?
2. Quel volume de dihydrogène doit-on utiliser ?
3. Quelle est la masse du produit obtenu ?

• La masse volumique du benzène est 880 kg .m^{-3} .

EXERCICE 5: 8 p. 72

Dans une enceinte fermée, on introduit 25 g de benzène et 1,5 L de dihydrogène (conditions normales) en présence de platine. Après une journée, on détermine le volume de dihydrogène restant. Il est égal à 1,2 L.

1. Calculer la masse de benzène restant.
2. Calculer le rendement de la réaction par rapport au dihydrogène (rapport de la quantité d'hydrogène ayant réagi à la quantité initiale). Conclure.

EXERCICE 6 : 9 p. 72

Dans un flacon de deux litres rempli de dichlore (dans les conditions où le volume molaire est égal à $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$), on introduit quelques gouttes de benzène et on expose le flacon à la lumière solaire.

1. Décrire l'évolution du système chimique.
 2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 3. Quel volume minimal de benzène faut-il introduire pour faire disparaître tout le dichlore présent ?
- La masse volumique du benzène est $880 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

EXERCICE 7 : 10 p.72

Quelle masse de nitrobenzène obtient-on par nitration de 50 g de benzène ? Le rendement de la réaction est de 90 %.

EXERCICE 8 : 11 p. 72

1. On réalise la dinitration du benzène (obtention du dinitrobenzène). Ecrire la formule semi-développée des composés susceptibles de se former.
2. On part de 50 g de benzène. Déterminer les masses des ortho, para, métadinitrobenzène obtenues sachant que leurs pourcentages dans le mélange sont :

- 7 % pour l'orthodinitrobenzène
- 93 % pour le méthadinitrobenzène
- 0 % pour le paradinitrobenzène.

On suppose la réaction complète.

EXERCICE 9 : 12 p. 72

On fait barboter très lentement un litre de dichlore dans un excès de benzène en présence de trichlorure d'aluminium.

1. Quelle masse de chlorobenzène obtient-on ?
2. Quel est l'autre produit de la réaction ? Déterminer son volume (conditions normales).

On suppose la réaction complète.

EXERCICE 10 : 13 p. 72

On désire préparer à partir de benzène une tonne de 1,4-dichlorobenzène.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2. Calculer la masse de benzène nécessaire sachant que le rendement de la réaction est 60 %.
3. Quel est le sous-produit de la réaction ? Calculer son volume (conditions normales)

COMPOSES OXYGENES

EXERCICE 01 : Ex. Corrigé p. 96

Il existe deux façons d'écrire la formule générale d'un ester.

1. On écrit la formule d'un ester sous la forme $C_xH_yO_2$, puisque sa molécule contient deux atomes d'oxygène.

En déduire la formule de l'ester pour lequel la composition centésimale en carbone et hydrogène vaut :
% C = 58,82 % ; % H = 9,80 %.

2.

2.1. Pour un ester saturé R-COO-R', les groupes R et R' sont des groupes alkyle. En prenant pour R- le groupe alkyle à n atomes de carbone et pour R'- celui qui en contient n', écrire, en fonction d'un seul paramètre m, que l'on exprimera en fonction de n et n', la formule générale d'un ester.

2.2. En déduire sa masse molaire M en fonction de m.

2.3. Quelle est la formule brute d'un ester dont la masse molaire vaut 102 g. mol⁻¹ ?

EXERCICE 1 : 4 p. 104

Ecrire les formules semi- développées des composés suivants :

butan-1-ol ; butan-2-ol ; butanal ; 2-méthylbutanal ; acide éthanoïque ; propanoate de méthyle.

EXERCICE 2 : 5 p.104

Trouver les formules développées possibles des cops de formule C₄H₁₀O. Préciser leur fonction et leur nom.

EXERCICE 3 : 6 p. 105

Ecrire les formules des esters et des acides isomères de l'acide butanoïque.

EXERCICE 4 : 7 P ; 105

La combustion de 11,2 g d'un alcool saturé fournit 15,4 g de dioxyde de carbone et 12,6 g d'eau. Déterminer la formule de cet alcool. Quel est son nom ?

EXERCICE 5: 8 p. 105

L'analyse d'un acide carboxylique donne les pourcentages suivants : % C = 49 ; % O = 43.

Déterminer sa formule brute. Existe-t-il plusieurs formules développées possibles ?

EXERCICE 6 : 9 p. 105

L'analyse d'un acide carboxylique à chaîne saturée donne les pourcentages suivants :

% C = 49 ; % O = 43.

Déterminer sa formule brute. Existe-t-il plusieurs formules développées possibles ? Si oui, préciser le nom des composés.

EXERCICE 7 : 10 p.105

1. Ecrire la formule générale d'un alcool saturé à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi-développées possibles et les noms des alcools saturés dont la masse molaire vaut 74g.mol⁻¹ ?

2. Ecrire la formule générale de l'acide carboxylique saturé à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi- développées possibles et les noms des acides carboxyliques saturés dont la masse molaire vaut 88 g.mol⁻¹ ?

EXERCICE 8 : 25 p.106

1. Ecrire la formule générale d'un ester saturé.

2. La masse molaire d'un ester A vaut 74 g.mol⁻¹. Déterminer sa formule brute et les formules semi-développées possibles.

3. Pour un autre ester B, l'analyse permet de déterminer les pourcentages : % C = 54,5 ; % H = 9,1.

Déterminer sa formule brute et les formules semi- développées possibles.

EXERCICE 9 : 18 p. 105

On dissout 100 g d'un acide carboxylique dans 1 litre d'eau. On prélève 10 cm³ de cette solution que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,4 \text{ mol. L}^{-1}$. La phtaléine vire pour un volume de solution d'hydroxyde de sodium égal à 1,5 cm³.

1. Calculer la masse molaire de l'acide.
2. Déterminer sa formule développée.

EXERCICE 10 : 20 p. 105

Un ester a été analysé et a donné les pourcentages en masse suivants : % C : 54,5 ; % H : 9,1. Déterminer la formule brute et les formules semi- développées possibles de ce composé.

EXERCICE 11 : 21 p. 105

On fait brûler 2,5 g de propan-1-ol.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
2. Déterminer le volume d'air nécessaire à la combustion.
3. Quel volume de dioxyde carbone se dégage-t-il ?
4. Mêmes questions avec le propan-2-ol.

L'ETHANOL

EXERCICE 1 : 11 p. 105

1. Ecrire la réaction d'hydratation de l'éthylène.
2. Quel est le volume d'éthylène, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, nécessaire à la fabrication de 1 litre d'éthanol ?

On supposera le rendement de l'hydratation égal à 60 %.

EXERCICE 2 : 12 p. 105

Le propan-1-ol est oxydé par le dioxygène de l'air en aldéhyde, lui-même oxydé en acide.

1. Ecrire les équations- bilan des oxydations.
2. Donner le nom des produits obtenus.

EXERCICE 3 : 13 p. 105

L'analyse d'un composé A a donné les résultats suivants : % C = 54,5 ; % H = 9,1 ; % O = 36,4.

Le composé ne comporte qu'un atome d'oxygène par molécule. Il donne une coloration rose violacé en présence de réactif de Schiff.

1. Déterminer la formule de A.
2. Quel produit obtient-on par oxydation ménagée de A ?

EXERCICE 4 : 14 p. 105

Le rendement de l'oxydation bactérienne de l'éthanol, contenu dans le vin, en acide éthanoïque est de 70 %. Un vin à 12 ° contient 12 mL d'éthanol pour 100 mL de vin.

Déterminer la masse d'acide éthanoïque que l'on peut obtenir en laissant 1 litre de vin s'oxyder à l'air.

•Masse volumique de l'éthanol : 790 kg.m⁻³.

EXERCICE 5: 15 p. 105

1. Quel est le corps obtenu par oxydation ménagée de l'éthanal ?

2. Ecrire l'équation bilan dans le cas d'une oxydation catalytique par le dioxygène de l'air.
3. Déterminer la masse de produit obtenu à partir de 5 g d'éthanal et en supposant un rendement de 100 %.

EXERCICE 6 : 16 p. 105

On oxyde de façon ménagée 10 g d'éthanal. On dissout le produit obtenu dans 100 cm³ d'eau, et on en prélève 10 cm³ que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de soude nécessaire pour obtenir le virage de la phtaléine est égal à 18,2 cm³.
En déduire le rendement de la réaction d'oxydation (nombre de moles oxydées divisé par le nombre de moles soumises à l'oxydation).

EXERCICE 7 : 17 p. 105

On oxyde de façon ménagée un mélange d'éthanol et d'éthanal par de l'air en présence de cuivre.

1. Ecrire les équations- bilan des réactions.
2. Après l'oxydation totale, on ajoute de l'eau pour obtenir 100 cm³ de solution. On prélève 10 cm³ de cette solution et on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$. Il faut en verser 7,5 cm³ pour obtenir l'équivalence.
 - 2.1. Déterminer le nombre de moles d'acide éthanoïque obtenu dans la réaction d'oxydation.
 - 2.2. Calculer la composition du mélange initial en masse, sachant que la masse du mélange était de 6,7 g.

EXERCICE 8 : 19 p. 105

On réalise la combustion de 0,5 g d'un composé de formule C_xH_yO . On obtient 0,6 g d'eau et 1,1 g de dioxyde de carbone.

1. Déterminer sa formule brute.
2. Déterminer sa formule semi- développée, sachant qu'il ne réagit pas avec le réactif de Schiff.

EXERCICE 9 : 22 p. 106

2,5 g d'éthanol ont subi une oxydation biologique en acide éthanoïque par le dioxygène de l'air. Le rendement de la réaction a été de 75 %. On étend le mélange obtenu à 100 cm³, et on fait un prélèvement de 10 cm³ dans lequel on verse quelques gouttes de phtaléine.
Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il verser pour faire virer l'indicateur ?

EXERCICE 10 : 24 p. 106

On désire réaliser l'hydratation de l'acétylène.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
2. Le produit obtenu est oxydé de façon ménagée. On dose le produit de l'oxydation par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de phtaléine. Le virage de l'indicateur est obtenu lorsque le volume de la solution d'hydroxyde de sodium est de 13,5 cm³.
En déduire la masse de l'acétylène qui a été hydraté.

ESTERIFICATION- HYDROLYSE

EXERCICE 1 : 5 p. 117

L'oxydation de l'éthanol par un excès de solution de dichromate de potassium en milieu acide donne un corps organique A que l'on extrait du mélange. A réagit sur l'éthanol pour donner un produit organique B et de l'eau. Déterminer les formules de A et de B.

EXERCICE 2 : 6 p. 117

1. On réalise l'oxydation du propanal par le permanganate sulfurique.

1.1. Quel est le composé obtenu ?

1.2. Quel est le résultat de sa réaction avec le méthanol ? Nommer le produit ainsi préparé.

2. On oxyde le méthanol par un excès de dichromate de potassium en milieu sulfurique.

2.1. Quel est le composé obtenu ?

2.2. Quel est le résultat de sa réaction avec le méthanol, avec l'éthanol ?

EXERCICE 3 : 8 p. 117

La masse molaire d'un ester est 88 g.mol^{-1} . Son hydrolyse donne de l'éthanol.

1. Déterminer la formule semi-développée de cet ester. Quel est son nom ?

2. Quel est l'autre produit de l'hydrolyse ?

EXERCICE 4 : 10p. 117

On introduit dans un ballon 57,5 g d'éthanol et 75 g d'acide éthanoïque. On chauffe à reflux pendant quelques heures. On refroidit et on dilue le contenu du ballon dans un litre d'eau. On prélève alors 20 cm^3 de la solution et on dose l'acide restant par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 2 mol.L^{-1} . Le volume de la solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour obtenir l'équivalence est de 10 cm^3 .

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit dans le ballon.

2. Décrire le dosage.

3. Quelle est la quantité de matière d'acide éthanoïque restant ?

4. Quelle masse d'ester a-t-on formé ? Quel est le pourcentage d'acide ou d'alcool estérifié ?

5. Si l'on avait catalysé la réaction avec une faible quantité d'acide sulfurique concentré, quelle masse d'ester aurait-on pu espérer obtenir ? Pourquoi ?

EXERCICE 5: 11 p. 117

On réalise la combustion complète de 1 g d'un composé oxygéné : on obtient 1,91 g de dioxyde de carbone, et 1,17 g d'eau.

1. Déterminer la formule brute de ce produit sachant qu'il ne possède qu'un atome d'oxygène par molécule.

2. Il réagit avec l'acide propanoïque en donnant un produit de masse molaire égale à 102 g.mol^{-1} . En déduire sa formule semi-développée.

EXERCICE 6 :12 p. 117

1. On fait réagir l'acide éthanoïque et le 3-méthylbutan-1-ol. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2. On introduit 11 g de l'alcool et 7,5 g de l'acide précédents dans un ballon. On récupère 1,5 g d'eau.

En déduire la quantité de matière d'ester formé, et la quantité de matière d'acide et d'alcool restant.

Quel est le pourcentage d'acide et d'alcool estérifié ?

EXERCICE 7 : 13 p. 117

On fait réagir l'éthanol et un acide carboxylique A. Le produit organique obtenu est analysé. La combustion totale de 0,33 g de ce produit donne 0,71 g de dioxyde de carbone et 0,29 g d'eau.

Déterminer la formule développée de cet ester et celle de A, ainsi que leurs noms.

EXERCICE 8 : 14 p. 117

On désire préparer 100 g d'éthanoate d'éthyle.

1. Quelle masse d'éthanol faudrait-il faire réagir sur de l'acide éthanoïque si la réaction était complète ?
2. Pour des mélanges équimolaires de cet acide et de cet alcool, la limite d'estérification est en fait de 67 %. Quelle masse d'éthanol faut-il faire entrer en réaction, dans ces conditions, pour obtenir 100 g d'ester ?
3. La limite d'estérification devient 94 % si on fait réagir 1 mole d'alcool et 5 moles d'acide. Calculer la masse d'éthanol nécessaire, dans ces nouvelles conditions, à l'obtention de 100 g d'ester.

EXERCICE 9 : 16 p. 117

Un ester a été fabriqué en faisant réagir de l'éthanol sur un acide carboxylique. L'oxydation totale de 0,66 g de cet ester produit 1,32 g de dioxyde de carbone et 0,54 g d'eau. La masse molaire de cet ester est voisine de $87 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la formule brute de l'ester.
2. La donnée de la masse molaire était-elle nécessaire ?
3. Ecrire la formule semi-développée de l'ester et celle de l'acide carboxylique.

EXERCICE 10 : 17 p. 117

1. L'action d'un acide carboxylique sur un alcool a donné un ester. L'oxydation complète de 0,500 g de cet ester produit 0,891 g de dioxyde de carbone et 0,360 g d'eau.

- 1.1. Déterminer la formule brute de cet ester.
- 1.2. Quelles sont les formules semi-développées possibles ?
- 1.3. Quel est l'ester sachant que son hydrolyse fournit de l'éthanol ?
2. Une masse de 1 g de cet ester est traitée par de l'eau. Au bout de quelques mois, on dose l'acide formé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en présence de phtaléine. Il faut $4,5 \text{ cm}^3$ de cette solution pour faire virer l'indicateur.
 - 2.1. Calculer la quantité de matière d'ester qui reste alors dans le mélange.
 - 2.2. Quel est le pourcentage de l'ester initial hydrolysé ?

EXERCICE 11 : 19 p. 118

1. Ecrire les formules semi-développées et donner les noms de tous les esters isomères de formule $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

2. L'un de ces isomères est noté A. Son hydrolyse fournit de l'acide éthanoïque et un alcool B. Les vapeurs de l'alcool B, chauffées sur du cuivre à l'abri de l'air, conduisent au propanal.

- 2.1. Quel est le nom de l'ester A ?
- 2.2. Ecrire sa formule semi-développée.

EXERCICE 12 : 20 p. 118

1. Montrer que la formule générale d'un ester d'acide carboxylique à chaîne saturée et d'un alcool à chaîne également saturée s'écrit : $\text{C}_m\text{H}_{2m}\text{O}_2$.

2. L'analyse d'un échantillon d'un ester A fournit les pourcentages (en masse) suivants : % C : 54,5 ; %H : 9,10. En déduire la formule brute de l'ester et sa masse molaire.

3. L'hydrolyse de l'ester A fournit de l'acide méthanoïque et un produit B. B, isolé, est soumis à une oxydation en présence d'un excès de dichromate de potassium en milieu acide sulfurique. On obtient de l'acide propanoïque. En déduire :

- 3.1. Le nom du corps B et celui de l'ester A ;
- 3.2. La formule semi-développée de l'ester A ;
- 3.3. Le nom et la formule semi-développée du corps C produit par la réaction entre l'acide propanoïque et le corps B.

REACTION D'OXYDOREDUCTION

EXERCICE 1 : 4 p. 146

Ecrire les équations des réactions possibles faisant intervenir les couples :

- 1) $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$ et Ag^+ / Ag
- 2) $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$ et $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$.

EXERCICE 2 : 5 p. 146

Une lame de cuivre plongée dans une solution de chlorure de mercure II ($\text{Hg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$) se recouvre d'un dépôt gris.

1. Quelle réaction se produit-il ?
2. Quelle couleur prend la solution au bout d'un temps

EXERCICE 3 : 6 p. 146

Les réactions suivantes sont-elles possibles ? Si oui, équilibrez leur équation- bilan :

1. $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Fe}$
2. $\text{Ni}^{2+} + \text{Ag} \rightarrow \text{Ni} + \text{Ag}^+$
3. $\text{Sn}^{2+} + \text{Al} \rightarrow \text{Sn} + \text{Al}^{3+}$
4. $\text{Cu}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$
5. $\text{Au}^{3+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Au} + \text{Zn}^{2+}$

EXERCICE 3 : 8 p. 146

1. Calculer la masse de zinc qui peut être oxydée par 50 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration 0,1 mol. L⁻¹.
2. Quelle est la masse du dépôt de cuivre sachant que la réaction est totale ?
 - Masses molaires en g. mol⁻¹ : Cu : 63,5 ; Zn : 65,4.

EXERCICE 4 : 9p. 146

Une lame de cuivre est plongée dans 100 mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration 10⁻² mol. L⁻¹. Au bout d'une heure, il s'est formé 65 mg d'argent métal.

1. Quelle est l'équation- bilan de la réaction ?
2. Calculer les concentrations de la solution en ions Ag^+ et Cu^{2+} à cette date.
 - Masse molaire de l'argent : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 5: 10 p.146

Dans une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$), on plonge successivement et pendant plusieurs heures : une lame de cuivre, puis une lame de fer, enfin une lame de zinc.

1. Décrire les phénomènes observés ; donner les équations- bilan des réactions correspondantes.
2. S'il y a réaction, on la supposera toujours totale. La solution initiale est à 0,1 mol. L⁻¹ de nitrate de plomb. Son volume est de 150 mL.

Calculer la concentration de l'ion métallique présent dans la solution en fin d'expérience, ainsi que la masse du dépôt de fer.

- Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 6 : 11 p. 146

On dissout m g de nitrate d'argent AgNO_3 pur et sec dans 1 L d'eau. On effectue un prélèvement de 50 mL de la solution obtenue, dans lequel on ajoute de la poudre de zinc en excès.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue.
2. Sachant que la masse d'argent libéré est de 0,33 g, calculer la valeur de m.
 - Masses molaires en g. mol⁻¹ : N : 14 ; O : 16 ; Zn : 65,4 ; Ag : 108.

3. On ajoute ensuite, dans le prélèvement et après réaction et filtration, de l'hydroxyde de sodium NaOH goutte à goutte.

3.1. Qu'observe-t-on ?

3.2. Quelle masse maximale de précipité peut-on théoriquement obtenir ?

3.3. Quand on a versé une grande quantité d'hydroxyde de sodium, sous quelle forme se trouve le zinc dans la solution ?

EXERCICE 7 : 12 p. 146

Dans 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique et de sulfate de fer II, où les concentrations des diverses espèces chimiques sont : $[H_3O^+] = [Cl^-] = [Fe^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$, on plonge du zinc en poudre.

1. Quelles sont les réactions qui se produisent ? Ecrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan des réactions.

2. En supposant que les réactions sont totales, calculer :

2.1. La concentration en ions Zn^{2+} dans la solution ;

2.2. La masse du dépôt de fer ;

2.3. Le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les conditions normales).

• Masse molaire du fer : $M(Fe) = 56 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 8 : 13 p. 147

On prépare une solution de sulfate de cuivre $CuSO_4$ en dissolvant 16 g de ce composé pur et anhydre dans de l'eau et en complétant le volume à 1 litre.

1. Calculer la masse du dépôt métallique obtenu si on fait réagir du zinc en poudre et en grande quantité sur 200 mL de la solution. On suppose que la réaction est totale.

2. Même question si on fait réagir, dans les mêmes conditions, du fer en poudre sur un prélèvement de même volume.

• Masses molaires en g. mol^{-1} : O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56 ; Cu : 63,5 ; Zn : 65,4.

EXERCICE 9 : 14 p. 147

Dans une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ et de volume 250 cm^3 , on dissout 6,238 g de sulfate de cuivre hydraté $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

1. Calculer les concentrations des ions H_3O^+ , Cu^{2+} et SO_4^{2-} dans la solution. On rappelle que l'acide sulfurique est un diacide : $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$.

2. On plonge, dans cette solution, de la poudre de fer en excès.

2.1. Quelles réactions vont-elles se produire ? Ecrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan des réactions.

2.2. Calculer la concentration en ions Fe^{2+} de la solution en supposant que les réactions soient totales.

2.3. Quelle est la masse du dépôt de cuivre et le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les conditions normales) ?

• Masses molaires en g. mol^{-1} : H : 1 ; O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56 ; Cu : 63,5.

EXERCICE 10 : 15 p. 147

Le manganèse est Mn un métal plus réducteur que le zinc, mais moins réducteur que l'aluminium. Par oxydation, le manganèse donne l'ion Mn^{2+} .

1. Décrire deux expériences mettant en évidence les propriétés précitées.

2. Que se passe-t-il lorsqu'on plonge une lame de manganèse dans :

2.1. Une solution de sulfate de cuivre ;

2.2. Une solution de sulfate de fer II ;

2.3. Une solution de sulfate de cuivre et d'acide sulfurique dilué.

Dans chaque cas, décrire les phénomènes, écrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan des réactions.

EXERCICE 11: 16 p. 147

Un fil de magnésium de masse 2 g est oxydé par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ et de volume 150 mL. Le magnésium donne l'ion Mg^{2+} .

1. Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation- bilan de la réaction.
2. Quelle est la concentration de la solution en ion Mg^{2+} et quel est le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les conditions normales)?
3. Il n'est pas possible de réduire les ions Mg^{2+} par la plupart des métaux. Situer le couple Mg^{2+}/Mg dans la classification qualitative des métaux.

EXERCICE 12: 17 p. 147

1. Le cuivre, au contact d'une solution de chlorure de mercure II contenant les ions mercure Hg^{2+} , se recouvre d'un dépôt gris de mercure Hg qui s'amalgame avec le cuivre.
Ecrire l'équation de la réaction et situer les couples Cu^{2+}/Cu et Hg^{2+}/Hg l'un par rapport à l'autre dans la classification.

2. Sachant que le mercure est plus réducteur que l'or, écrire l'équation de la réaction qui se produit entre les couples Au^{3+}/Au et Hg^{2+}/Hg .

Indication : un amalgame est un alliage du mercure et un autre métal.

EXERCICE 13: 18 p. 147

L'étain Sn réduit les ions Cu^{2+} par une réaction totale. 2,00 g de poudre d'étain sont mis en présence de 50 cm³ d'une solution de sulfate de cuivre à 0,2 mol. L⁻¹. L'étain donne l'ion Sn^{2+} .

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 2. Calculer la concentration de la solution en ions Sn^{2+} en fin de réaction.
 3. On filtre la solution. Quelle est la masse du solide recueilli ?
 4. Ce solide est mis en présence d'acide chlorhydrique.
 - 4.1. Ecrire les équations des réactions qui ont lieu.
 - 4.2. Calculer le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les conditions normales) en supposant que la quantité d'acide est suffisante pour que les réactions soient totales.
- Masses molaires en g. mol⁻¹ : Sn : 118,7 ; Cu : 63,5.

EXERCICE 14: 19 p. 147

Le chrome Cr donne deux types d'ions Cr^{2+} et Cr^{3+} .

1. Ecrire les deux demi-équations électroniques des couples Cr^{2+}/Cr et Cr^{3+}/Cr .
2. L'ion Cr^{3+} est un oxydant plus fort que l'ion Cr^{2+} . Y a-t-il réaction lorsqu'on plonge un fil de chrome dans une solution d'ions Cr^{3+} ? Si oui, écrire son équation- bilan.

ACTION DES ACIDES SUR LES METAUX. LE COUPLE H_3O^+/H_2

EXERCICE 1 : 2 p. 134

On introduit 2 g d'aluminium en grenaille dans 500 cm³ d'acide sulfurique à 0,5 mol. L⁻¹.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 2. Calculer le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les CNTP) lorsque tout l'aluminium est oxydé.
 3. Calculer la concentration de toutes les espèces ioniques présentes en solution.
- Masse molaire de l'aluminium : $M(Al) = 27 \text{ g. mol}^{-1}$.
 - Produit ionique de l'eau : $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.

EXERCICE 2 : 3 p. 134

20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique sont mis en présence de 0,1 g de zinc. On recueille, en fin de réaction, 11,4 cm³ de dihydrogène gazeux (mesuré dans les CNTP), puis on sépare le zinc restant de la solution.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 2. Calculer la masse du zinc restant.
 3. Calculer la concentration des ions Zn^{2+} dans la solution.
 4. Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium à $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ serait nécessaire pour transformer tous les ions Zn^{2+} en précipité d'hydroxyde de zinc ?
 5. Que se passe-t-il si on ajoute encore de l'hydroxyde de sodium ?
- Masse molaire du zinc : $M(Zn) = 65,4 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 3 : 4 p. 134

50 g d'un mélange de poudres de cuivre et de zinc sont mis en présence d'acide chlorhydrique en excès.

1. Lorsque la réaction s'arrête, y a-t-il un résidu solide ? Quel est-il ?
 2. Comment procéder pour mettre en évidence les ions métalliques présents dans la solution ?
 3. On recueille un volume de dihydrogène de 11,2 L mesuré dans les conditions normales. Calculer la masse de cuivre et celle du zinc dans l'échantillon.
- Masses molaires en g. mol^{-1} : Cu : 63,5 ; Zn : 65,4.

EXERCICE 4 : 5 p. 134

On introduit 0,2 g de nickel (métal plus réducteur que le dihydrogène) dans 100 cm^3 d'acide sulfurique H_2SO_4 à $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

1. Ecrire les demi- équations électroniques et l'équation- bilan de la réaction (le nickel donne Ni^{2+}).
 2. Calculer la concentration en ion Ni^{2+} dans la solution.
 3. Quel est le volume de dihydrogène dégagé (mesuré dans les CNTP) ?
 4. Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques ioniques en solution, y compris OH^- .
- Masse molaire du nickel : $M(Ni) = 58,7 \text{ g. mol}^{-1}$.
 - Produit ionique de l'eau : $[H_3O^+]. [OH^-] = 10^{-14}$.

EXERCICE 5 : 6 p. 135

Un alliage de nickel et de cuivre est attaqué par une solution d'acide chlorhydrique en excès. La masse de l'échantillon est de 3 g. On recueille un volume de dihydrogène de $427,4 \text{ cm}^3$ mesuré dans les conditions normales.

1. Ecrire les demi- équations électroniques et l'équation- bilan de la réaction. Seul le nickel est plus réducteur que dihydrogène.
 2. Quelle est la masse du résidu solide ? Quelle est la composition en masse de l'alliage ?
 3. La solution est filtrée, puis évaporée. On obtient des cristaux verts de chlorure de nickel hydraté de formule $NiCl_2 \cdot nH_2O$: ce qui signifie qu'une mole de chlorure de nickel cristallisé emprisonne n moles d'eau. La masse des cristaux obtenus est 4,54 g. Calculer n (n est un nombre entier).
- Masses molaires en g. mol^{-1} : H : 1 ; O : 16 ; Cl : 35,5 ; Ni : 58,7.

EXERCICE 6 : 7 p. 135

On verse 1,4 g de poudre de fer dans 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol. L^{-1} et on attend que la réaction soit complètement terminée.

1. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 2. Calculer le volume du gaz qui s'est dégagé.
- Volume molaire gazeux dans les conditions de l'expérience : 25 L. mol^{-1} .
3. Faire le bilan de tous les ions présents dans la solution en fin de réaction et calculer leurs concentrations en mol. L^{-1} .
- Produit ionique de l'eau : $[H_3O^+]. [OH^-] = 10^{-14}$.
4. On prélève, à l'aide d'une pipette, 20 mL de cette solution ; on ajoute à ce prélèvement une solution d'hydroxyde de sodium titrée à 1 mol. L^{-1} jusqu'à ce que le pH soit égal à 7. A ce stade de l'expérience, on n'observe aucun précipité. Quel volume V_1 de solution d'hydroxyde de sodium a-t-il fallu verser ?

5. Quel nouveau volume V_2 de solution d'hydroxyde de sodium faudrait-il ajouter pour précipiter, sous forme d'hydroxyde, tous les ions Fe^{2+} présents dans la prise d'essai de 20 mL ? Quelle est la couleur de ce précipité ?

- Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 7 : 8 p. 135

10 g d'un mélange d'aluminium et de fer en poudre sont oxydés par une solution d'acide chlorhydrique de volume $V = 250 \text{ mL}$.

1. Ecrire les demi-équations électroniques et les équations-bilan des réactions.
2. Sachant que les concentrations des ions Al^{3+} et Fe^{2+} en solution sont égales lorsque l'acide a totalement oxydé les deux métaux :
 - 2.1. Calculer la masse de chaque métal dans l'échantillon.
 - 2.2. En déduire le volume de dihydrogène dégagé (conditions normales) et la quantité minimale d'acide chlorhydrique utilisé.
 - 2.3. Quelle est la concentration minimale de l'acide à utiliser ?

- Masses molaires en g. mol^{-1} : Al : 27 ; Fe : 56.

EXERCICE 8 : 9 p. 135

12 g d'un mélange de cuivre et de fer en poudre sont introduits dans une solution d'acide chlorhydrique en excès.

1. Ecrire l'équation-bilan des réactions qui se produisent.
2. Sachant que le volume de dihydrogène formé (mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 24 L) est 1,8 L, calculer la masse de chacun des métaux dans la poudre.
3. Quel est le pourcentage (en masse) de chacun des métaux dans le mélange ?
4. Quel est le pourcentage (en quantité de matière) de chacun des métaux dans le mélange ?

- Masses molaires en g. mol^{-1} : Fe : 56 ; Cu : 63,5.

EXERCICE 9 : 10 p. 135

Le zamak-5 est un alliage de zinc, d'aluminium (4 %), de cuivre (1 %) et de magnésium (0,05 %). Les pourcentages sont donnés en masse. On oxyde un échantillon de 1 g de zamak avec de l'acide sulfurique dilué.

1. Ecrire les demi-équations électroniques de toutes les réactions d'oxydation et de réduction, ainsi que les équations-bilan (le magnésium donne l'ion Mg^{2+}).
2.
 - 2.1. Quelle est la quantité de matière minimale d'acide sulfurique nécessaire pour oxyder les métaux de l'échantillon ?
 - 2.2. Y a-t-il un résidu solide ?
 - 2.3. Quel est le volume de dihydrogène dégagé, mesuré dans les conditions normales ?
3. Le volume de la solution est de 1 litre. Calculer la concentration des ions métalliques qu'elle renferme.

- Masses molaires en g. mol^{-1} : Mg : 24 ; Zn : 65 ; Cu : 63,5 ; Al : 27.

EXERCICE 10 : 11 p. 135

10 g d'un mélange de poudres de cuivre, d'aluminium et de fer sont oxydés par une quantité suffisante d'acide chlorhydrique.

1. Quelles sont les réactions qui se produisent ?
2. On recueille 6,38 L de dihydrogène mesurés dans les conditions normales et un résidu solide de 2,5 g. Calculer la masse de chaque métal dans l'échantillon.

- Masses molaires en g. mol^{-1} : Fe : 56 ; Cu : 63,5 ; Al : 27.

EXERCICE 10 : 12 p. 135

Le duralumin est un alliage d'aluminium, de cuivre et de magnésium dont la dénomination en métallurgie est A-U4-G : A pour aluminium, U pour cuivre et G pour magnésium. Le chiffre 4 signifie que l'alliage contient 4 % de cuivre en masse. Pour déterminer les pourcentages en masse d'aluminium et de magnésium, on réalise l'oxydation de 1 g de duralumin par une solution d'acide

chlorhydrique. On obtient 1,192 litre de dihydrogène (volume mesuré dans les conditions normales) et un résidu solide de 40 mg.

1. Quelle est la nature du résidu solide ?
 2. Ecrire les demi-équations électroniques et les équations- bilan de l'oxydation par l'acide chlorhydrique de l'aluminium, puis du magnésium.
 3. Quelle est, dans l'échantillon utilisé, la masse totale de l'aluminium et du magnésium ?
 4. Déterminer la masse d'aluminium et celle du magnésium dans l'échantillon.
- Masses molaires en g. mol^{-1} : Mg : 24 ; Cu : 63,5 ; Al : 27.

POTENTIELS D'OXYDOREDUCTION

EXERCICE 1 : 4 p. 162

1. Le potentiel normal du couple Fe^{2+}/Fe vaut : $E_1^0 = -0,44 \text{ V}$. Faire le schéma du montage utilisant l'électrode normale à hydrogène qui permet de le mesurer (préciser les concentrations).
 2. Le potentiel normal du couple Ag^+/Ag est égal à : $E_2^0 = +0,80 \text{ V}$.
 - 2.1. Dire si on observe une réaction chimique quand on met en présence :
 - de l'argent métal et des ions Fe^{2+} ;
 - du fer métal et des ions Ag^+ ?
 - 2.2. Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue. La réaction est-elle totale ?
 3. Dans 100 mL d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration $0,2 \text{ mol. L}^{-1}$, on ajoute du fer en poudre et en excès. Calculer, lorsque la réaction est terminée :
 - 3.1. La concentration des ions Fe^{2+} dans la solution ;
 - 3.2. La masse d'argent déposée.
- Masse molaire de l'argent : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 2 : 5 p. 162

On donne les potentiels normaux : $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

1. On réalise la pile théorique : $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: \text{Cu}^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1})|\text{Cu}$.
 - 1.1. Quel est son pôle positif ?
 - 1.2. Faire son schéma et indiquer le sens du courant dans le circuit extérieur à la pile.
 - 1.3. En déduire les réactions aux électrodes et l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue dans la pile lorsqu'elle débite.
 - 1.4. Calculer la f.é.m. de la pile.
 2. Y a-t-il réaction chimique quand on met en présence :
 - du cuivre métal et des ions Fe^{2+} ;
 - du fer métal et des ions Cu^{2+} ?
- Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue et conclure.

EXERCICE 3 : 6 p. 162

On donne les potentiels normaux :

$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$.

1. On réalise la pile suivante A :
 - **demi- pile n°1** : lame de cuivre plongeant dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 à 1 mol. L^{-1}
 - **demi- pile n°2** : l'électrode normale à hydrogène (E.N.H).
 - 1.1. Faire le schéma de cette pile. Quel est son pôle positif ?
 - 1.2. Quelle est sa f.é.m. ?
 - 1.3. Quelle est l'équation de la réaction qui s'effectue lorsque la pile débite ?
2. Mêmes questions pour la pile B :
 - **demi- pile n°1** : lame de nickel dans une solution de nitrate de nickel $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ à 1 mol. L^{-1} ;

- **demi- pile n°2** : l'électrode normale à hydrogène (E.N.H).

EXERCICE 4 : 7 p. 162

1. Calculer le potentiel normal E° du couple : Mg^{2+}/Mg sachant que la force électromotrice de la pile théorique : $Cu|Cu^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Mg^{2+} (1\text{mol.L}^{-1})| Mg$ est égale à 2,68 V (le cuivre étant le pôle positif) et que le potentiel normal du couple $Cu|Cu^{2+}$ a pour valeur : $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$.

2.

2.1. Calculer la f.é.m. de la pile : $Zn|Zn^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Mg^{2+} (1\text{mol.L}^{-1})| Mg$ connaissant le potentiel normal : $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = - 0,76 \text{ V}$.

2.2. Faire le schéma de cette pile. Indiquer sa polarité.

2.3. Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'y effectue lorsqu'elle débite.

EXERCICE 5 : 8 p. 163

On donne les potentiels normaux : $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = - 0,44 \text{ V}$; $E^\circ(Cd^{2+}/Cd) = - 0,40 \text{ V}$.

1. Que se passe-t-il quand on met :

1.1. Du fer en poudre dans une solution de sulfate de cadmium $CdSO_4$?

1.2. Du cadmium métal en présence d'une solution de sulfate de fer II $FeSO_4$?

Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue. Est-elle totale ? Décrire qualitativement la solution obtenue lorsque la réaction est terminée.

2. Soit la pile théorique : $Cd|Cd^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Fe^{2+} (1\text{mol.L}^{-1})| Fe$. Faire son schéma et indiquer :

2.1. Sa polarité.

2.2. Sa f.é.m.

2.3. Les réactions aux électrodes et l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue dans la pile lorsqu'elle débite.

EXERCICE 6 : 9 p. 163

Calculer le potentiel normal du couple Al^{3+}/Al sachant que :

- la f.é.m. de la pile : $Cu|Cu^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Al^{3+} (1\text{mol.L}^{-1})| Al$ est voisine de 2,00 V (le cuivre étant le pôle positif) ;

- le potentiel du couple Cu^{2+}/Cu par rapport à l'électrode au calomel saturée (E.C.S ; potentiel par rapport à l'E.N.H : 0,24 V) est égal à 0,10 V.

EXERCICE 7 : 10 p. 163

Le thallium Tl est un métal ; l'ion métallique qui lui correspond est l'ion thallium Tl^+ .

1. Calculer le potentiel normal du couple Tl^+/Tl sachant que :

- la f.é.m. de la pile $Tl|Tl^+ (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Ag^+ (1\text{mol.L}^{-1})| Ag$ vaut $E = 1,14 \text{ V}$

- le potentiel du couple Ag^+/Ag par rapport à une électrode de référence à sulfate de mercure (potentiel de cette électrode par rapport à l'E.N.H : 0,61 V) est égal à 0,19 V.

2. On réalise la pile : $Cu|Cu^{2+} (1 \text{ mol. L}^{-1}) :: Tl^+ (1\text{mol.L}^{-1})| Tl$. Connaissant $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = + 0,34 \text{ V}$, déterminer :

2.1. Sa polarité ;

2.2. Sa f.é.m. ;

2.3. Les réactions aux électrodes et l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue dans la pile lorsqu'elle débite.

EXERCICE 8 : 11 p. 163

1. Le chrome Cr peut être oxydé par les acides comme l'acide chlorhydrique en ions Cr^{3+} . Placer le couple Cr^{3+}/Cr par rapport au couple H_3O^+/H_2 .

2. Quelles seraient les polarités d'une pile associant les couples Cr^{3+}/Cr et Cu^{2+}/Cu ? Ecrire les équations des réactions aux électrodes et l'équation- bilan.

3. La f.é.m. de cette pile est de 1,08 V. Quel est le potentiel normal du couple Cr^{3+}/Cr ?

4. Peut-on « chromer » un objet en fer en le plongeant dans une solution contenant des ions Cr^{3+} ?

EXERCICE 9 : 12 p. 163

On plonge, dans une solution de sulfate de cadmium ($\text{Cd}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) une lame de cadmium métal (Cd) et une électrode à calomel saturée.

1. On mesure, à l'aide d'un voltmètre électronique, la tension : $E = V_{\text{calomel}} - V_{\text{Cd}}$.

On trouve : $E = 160 \text{ mV}$. En déduire la valeur du potentiel normal du couple Cd^{2+}/Cd .

• Potentiel de l'électrode au calomel par rapport à l'E.NH : $0,24 \text{ V}$.

2. On réalise une pile en associant les couples Sn^{2+}/Sn et Cd^{2+}/Cd .

2.1. Quelle est la f.é.m., sachant que : $E^\circ (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14$?

2.2. Quel est le pôle (+) ?

2.3. Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui accompagne le fonctionnement de la pile.

3. Le cadmium est-il susceptible d'être attaqué par l'acide chlorhydrique ? Si oui, écrire l'équation-bilan de la réaction.

EXERCICE 10 : 13 p. 163

On réalise la pile: $\text{Cr}|\text{Cr}^{3+} + 3 \text{NO}_3^- :: \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-|\text{Ag}$.

$E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

1. Préciser :

1.1. Le sens de circulation des électrons, le sens du courant et la polarité des électrodes.

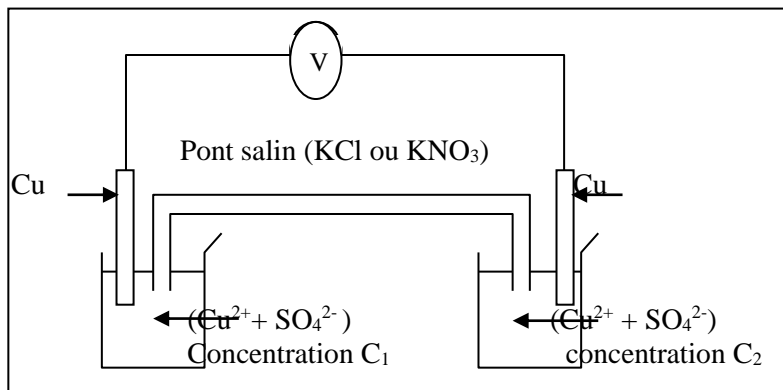
1.2. Les équations de réaction aux électrodes lorsque la pile débite.

2. Ecrire l'équation- bilan de la réaction qui s'effectue alors dans la pile.

3. les deux solutions de nitrate de chrome III et de nitrate d'argent ont une concentration de $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$; leur volume est le même. Calculer la concentration des ions Cr^{3+} dans le compartiment de gauche lorsque la réaction écrite ci- dessus, supposée totale, s'arrête.

EXERCICE 11: 14 p. 163

On considère la pile représentée ci- dessus.



1. Si $C_1 = C_2 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$, quelle est la f.é.m. de la pile ?

2. Si $C_1 = 0,01 \text{ mol. L}^{-1}$ et $C_2 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$, la f.é.m. de la pile est de $0,06 \text{ V}$; le pôle positif est l'électrode de droite qui plonge dans la solution la plus concentrée.

Lorsque la pile débite, quelles sont les équations des réactions d'électrodes et comment évoluent les concentrations en ions Cu^{2+} des deux solutions ?

GENERALISATION DE LA NOTION DE COUPLE OXYDANT/REDUCTEUR

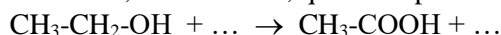
EXERCICE 1 : 3 p. 179

Le diiode I_2 peut être oxydé, en milieu acide, en acide iodique HIO_3 .

1. Equilibrer la demi- équation électronique correspondant à cette oxydation.
2. La réaction précédente peut être réalisée en ajoutant un excès d'eau de chlore à une solution aqueuse de diiode : Cl_2 est alors réduit en ions Cl^- . Ecrire l'équation- bilan de la réaction.

EXERCICE 2 : 4 p. 180

1. Complète la demi- équation électronique d'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque en ne faisant intervenir, si nécessaire, que les espèces H_2O et H^+ pour équilibrer « en atomes » :



2. Cette oxydation est facile à réaliser en chauffant modérément des ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ avec de l'éthanol en milieu acide ; en fin de réaction, l'élément chrome est à l'état d'ions Cr^{3+} .

2.1. Ecrire la demi- équation électronique du couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$ en milieu acide.

2.2. Ecrire l'équation- bilan de la réaction entre l'éthanol et les ions $Cr_2O_7^{2-}$. Pourquoi a-t-on opéré en milieu acide ?

EXERCICE 3 : 6 p. 180

On dissout 10 g de sulfate de fer III $Fe_2(SO_4)_3$ dans 100 mL d'eau.

1. Calculer la concentration en ions Fe^{2+} et SO_4^{2-} de la solution.
 2. On introduit de la limaille de fer en excès. Montrer que le fer est oxydé. Ecrire l'équation- bilan de la réaction.
 3. Déterminer la variation de la masse de fer métallique lorsque tous les ions Fe^{3+} ont été réduits.
 4. Calculer la concentration en ions Fe^{2+} .
- Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56.

EXERCICE 4 : 7 p. 180

1. Ecrire les demi- équations des réactions d'oxydation des ions Fe^{2+} et de réduction MnO_4^- en milieu acide. En déduire l'équation- bilan de la réaction entre les ions MnO_4^- et Fe^{2+} .

2. Quel volume d'une solution de $KMnO_4$ à $10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ faut-il ajouter à 200 mL d'une solution acide de sulfate de fer II ($FeSO_4$) à $10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ pour que la teinte violette persiste ?

EXERCICE 5 : 8 p. 180

Le dichromate de potassium oxyde les ions iodure en diiode. On verse 10 mL d'une solution de dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$ à $10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ dans 20 mL de solution diiodure de potassium KI à $0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ en milieu acide.

1. Ecrire les demi- équations électroniques et l'équation- bilan.
2. Calculer la concentration en diiode I_2 et en ions Cr^{3+} en fin de réaction.

EXERCICE 6 : 10 p. 180

1. Ecrire les demi- équations électroniques et l'équation- bilan de la réaction d'oxydation des ions chlorure Cl^- par les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide, sachant qu'il se forme du dichlore Cl_2 .

2. Quel volume de dichlore (conditions normales) peut-on fabriquer à partir de 20 g de permanganate de potassium $KMnO_4$ solide et d'acide chlorhydrique en quantité suffisante ?

- Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: O : 16 ; K : 39,1 ; Mn : 54,9.

EXERCICE 7 : 17 p. 181

Un ion du cuivre peu courant en solution aqueuse est l'ion Cu^+ . Il participe aux couples suivants :

Cu^{2+}/Cu ($E_0^1 = 0,16 \text{ V}$) et Cu^+/Cu ($E_0^2 = 0,52 \text{ V}$).

1. Ecrire la demi- équation électronique de chaque couple.

2. En déduire la réaction qui se produit spontanément lorsque des ions Cu^+ sont placés en solution aqueuse (cette réaction s'appelle une dismutation).

DOSAGES PAR OXYDOREDUCTION

EXERCICE 1 : 1 p. 189

Le sulfate de fer II cristallisé est hydraté : $\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Afin de déterminer x , on pèse 3 g de ce produit que l'on dissout dans la quantité d'eau nécessaire à l'obtention de 100 mL de solution.

Puis on prélève 10 mL de la solution obtenue que l'on dose en milieu acide par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 à $0,02 \text{ mol. L}^{-1}$. La coloration violette persiste lorsqu'on a versé 10,8 mL de la solution de KMnO_4 .

1. Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation-bilan de la réaction de dosage.
2. Calculer la concentration de la solution de sulfate de fer II.
3. En déduire x .

• Masses molaires en g. mol^{-1} : H : 1 ; O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56.

EXERCICE 2 : 2 p. 189

On dose 10 cm^3 d'une solution de sel de Mohr $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ de masse molaire $M = 392,1 \text{ g. mol}^{-1}$ par une solution de sulfate de cérium IV $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ à $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.

$E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,41 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

1. Montrer que le dosage des ions Fe^{2+} par les ions Ce^{4+} est possible. Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation-bilan de la réaction de dosage.
2. Le virage en fin de dosage n'est pas visible car les ions Ce^{4+} et Fe^{3+} sont tous deux jaunes. On utilise donc un indicateur coloré de fin de réaction : l'orthophénantroline ferreuse, qui vire du rouge au bleu pour un volume de solution de Ce^{4+} versé égal à $12,0 \text{ cm}^3$.

Calculer la concentration de la solution de sel de Mohr.

3. Calculer la masse de ce sel qu'il a fallu dissoudre dans l'eau pour préparer 100 mL de solution.

EXERCICE 3 : 5 p. 190

Une solution de permanganate de potassium contenant 1,58 g KMnO_4 par litre est versée dans 5 cm^3 d'une solution de sulfate de fer II additionnée d'acide sulfurique.

La décoloration du permanganate cesse lorsqu'on en a versé 10 cm^3 . Calculer la masse de sulfate de fer II cristallisé : $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ que l'on a dissoute dans l'eau pour obtenir 1 L de la solution de sulfate de fer II.

• Masses molaires en g. mol^{-1} : KMnO_4 : 158 ; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$: 278.

EXERCICE 4 : 6 p. 190

On dissout une masse m de sulfate de fer II FeSO_4 anhydre (masse molaire : 152 g.mol^{-1}) dans une solution d'acide sulfurique et on complète le volume à 50 mL. Cette solution est titrée au moyen d'une solution de permanganate de potassium de concentration $0,2 \text{ mol. L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue après addition de 19,3 mL de solution de permanganate.

1. Ecrire l'équation – bilan du dosage.
2. Calculer la concentration de la solution réductrice en ions Fe^{2+} et la masse m de sulfate de fer II qui a été dissoute dans l'acide sulfurique.

EXERCICE 5: 7 p. 190

1. On oxyde une solution de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) en tétrathionate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$) par une solution d'ions fer III.

Les potentiels normaux valent : $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ($E_0^1 = 0,1 \text{ V}$) et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ($E_0^2 = 0,77 \text{ V}$).

1.1. Que peut-on dire de la réaction envisagée ?

1.2. Ecrire son équation bilan.

2. On utilise une solution de thiosulfate de sodium de concentration $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ pour doser une solution d'un sel de fer III. Pour cela, on verse progressivement la solution de thiosulfate dans 20 cm^3 de la solution d'ions fer III. Grâce à un indicateur coloré redox, on constate que l'équivalence a lieu quand on a versé 10 cm^3 de solution de thiosulfate.

2.1. Quelle est la concentration de la solution d'ions fer III ?

2.1. La solution d'ions fer III a été réalisée par une mise en solution de sulfate de fer III anhydre.

Quelle est la formule statistique de ce composé ? Quelle masse a-t-il fallu en dissoudre, par litre, pour réaliser la solution étudiée ?

• Masses molaires en g. mol^{-1} : O : 16 ; S : 32 ; Fe : 56.