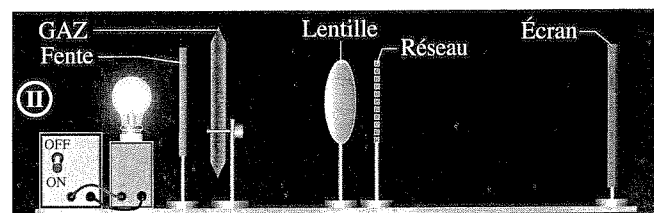
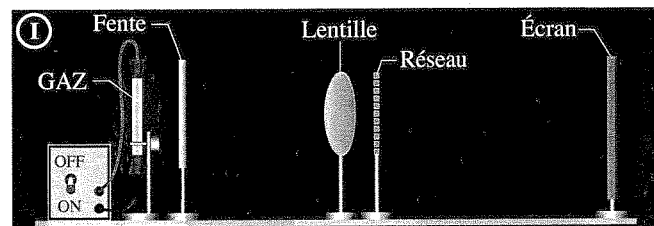
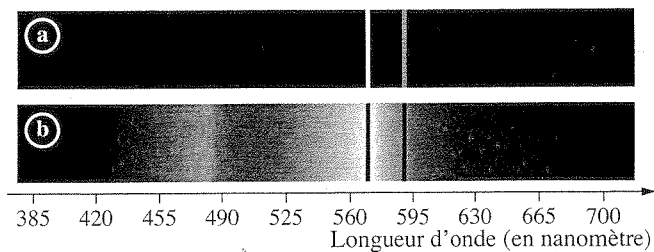


Spectres d'émission et d'absorption d'une entité chimique

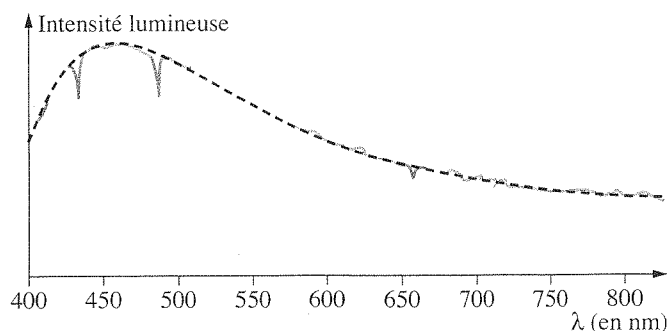
5 Du spectre au montage



1. a. Quel est le rôle du réseau représenté sur les schémas des montages ci-dessus ?
b. Par quoi peut-on remplacer le réseau ?
2. Associer à chaque spectre le montage correspondant.

9 Profil spectral d'une étoile

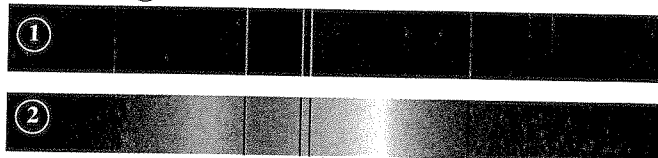
Le profil spectral d'une étoile est représenté ci-dessous.



1. L'allure globale de ce profil spectral est représentée en pointillés. Elle passe par un maximum.
a. Évaluer la longueur d'onde associée à ce maximum.
b. Quel renseignement sur l'étoile nous apporte la valeur de cette longueur d'onde ?
2. À quoi sont dus les minima d'intensité lumineuse représentés en vert sur le profil spectral ?

10 À chacun son montage

Ces deux spectres sont représentés à la même échelle ; le spectre (1) a été obtenu avec du cadmium.



1. a. Qualifier chacun de ces spectres en utilisant les termes suivants : *continu* ; *raie* ; *émission* ; *absorption*.
b. Ces spectres correspondent-ils à la même entité chimique ? Justifier la réponse.
2. Représenter le montage permettant d'obtenir chaque spectre.

11 À chacun son rythme

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

Ces trois spectres sont représentés à la même échelle.



Le spectre de la lumière émise par l'hélium comporte de nombreuses raies dont trois ont pour longueur d'onde respective 501 nm, 587 nm et 668 nm.

Niveau 2

1. Identifier le spectre de l'hélium parmi ceux proposés.
2. L'hélium émet également une radiation de longueur d'onde proche de 300 nm. Pourquoi cette radiation n'est-elle pas observée ?

Niveau 1

1. a. Utiliser le spectre de la lumière blanche (p. 31) pour déterminer la couleur correspondant à chaque longueur d'onde citée dans l'énoncé.
b. Pourquoi le spectre (B) n'est-il pas celui de l'hélium ?
c. Identifier le spectre correspondant à l'hélium.
2. La lumière émise par l'hélium contient également une radiation de longueur d'onde proche de 300 nm.
a. Quelles sont les longueurs d'ondes visibles par un œil humain ?
b. L'œil humain est-il sensible à cette autre radiation émise par l'hélium ?
c. À quelle famille cette radiation appartient-elle ?

5 Déterminer la composition d'un atome (II)

Le noyau d'un atome de cobalt comporte 32 neutrons et 27 protons.

1. Déterminer le nombre d'électrons de l'atome de cobalt.
2. Quel est le nombre de nucléons de son noyau ?

6 Calculer un nombre de nucléons

La masse approchée d'un atome d'or est $m = 3,29 \times 10^{-25}$ kg. Calculer le nombre de nucléons de son noyau.

8 Déterminer la charge d'un ion

Un ion possède 16 protons et 18 électrons.

1. S'agit-il d'un anion ou d'un cation ?
2. Exprimer la charge de cet ion en nombre de charges élémentaires.

10 Identifier des noyaux isotopes

Soit les noyaux caractérisés par les couples de valeur (Z, A) suivants :

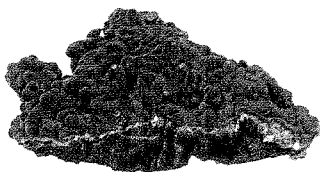
(7, 14) ; (14, 28) ; (27, 59) ; (13, 27) ; (14, 29) ; (7, 15).

1. Un élément chimique est-il caractérisé par la valeur de Z ou par celle de A ?
2. En déduire le nombre d'éléments chimiques représentés.
3. Identifier les isotopes.

12 À chacun son rythme

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

L'ion sulfure, de formule S^{2-} (présent dans la blende ci-contre), est caractérisé par les nombres de protons, neutrons et électrons, respectivement (16, 16, 18).



Niveau 2

1. Établir la notation symbolique de l'ion sulfure.
2. Deux espèces chimiques X et Y sont caractérisées respectivement par les nombres (16, 18, 16) et (14, 16, 14). L'une de ces deux espèces est-elle isotope de l'ion sulfure S^{2-} ?

Niveau 1

- a. Calculer le nombre de nucléons du noyau de l'ion sulfure.
- b. Établir la notation symbolique de l'ion sulfure.
2. Deux espèces chimiques X et Y sont caractérisées respectivement par les nombres (16, 18, 16) et (14, 16, 14).
 - a. Comparer le nombre de protons de l'ion sulfure avec le nombre de protons de chacune des espèces X et Y.
 - b. L'une de ces deux espèces est-elle isotope de l'ion sulfure S^{2-} ?

15 Composition chimique du Soleil, de la Terre et du corps humain



Le tableau ci-dessous indique les abondances moyennes en masse, exprimées en pourcentage, des éléments chimiques présents dans le Soleil, la Terre et le corps humain.

Soleil		Terre		Corps humain	
H	73	Fe	35	O	60
He	25	O	30	C	24
O	0,8	Si	15	H	10
C	0,3	Mg	13	N	3
Ne	0,1	Ni	2	Autres	3
N	0,1	Autres	5		
Autres	0,7				

1. Quels sont les deux éléments chimiques les plus abondants dans le Soleil ?
2. Quel est l'élément le plus abondant sur Terre ? Dans quelle partie de la Terre le trouve-t-on principalement ?
3. Pourquoi l'oxygène est-il l'élément le plus abondant dans le corps humain ?
4. La composition chimique du corps humain se rapproche-t-elle davantage de celle de la Terre ou de celle du Soleil ?
5. Avec l'aide d'un tableur, établir un diagramme circulaire des éléments chimiques présents sur Terre.

14 Analyser l'étiquette d'une eau minérale

1. Faire l'inventaire (noms et formules) des cations et des anions **monoatomiques** présents sur l'étiquette de l'eau minérale ci-dessous.

COMPOSITION MOYENNE EN mg/l			
Calcium (Ca^{2+})	579	Sulfates (SO_4^{2-})	1447
Magnésium (Mg^{2+})	59	Bicarbonates (HCO_3^-)	180
Potassium (K^+)	2,5	Nitrates (NO_3^-)	<2
Sodium (Na^+)	0,7	Fluorures (F^-)	<1
		Chlorures (Cl^-)	0,4
Résidu sec à / Residuo fisso 180°C : 2287 mg/l pH : 7,1			

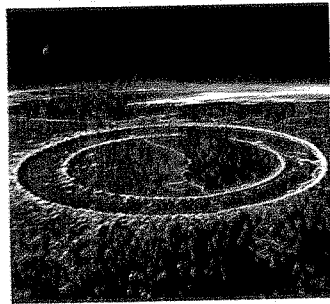
2. L'ion calcium possède 18 électrons. Combien d'électrons possède l'atome de calcium dont il est issu ? En déduire le numéro atomique de l'élément calcium.
3. L'ion fluorure possède 10 électrons. Combien d'électrons possède l'atome de fluor dont il est issu ? En déduire le numéro atomique de l'élément fluor.

17 Rédiger correctement une solution SVT

La solution de l'exercice suivant a été rédigée par un élève puis annotée par un professeur. Lire l'énoncé, les réponses de l'élève et les corrections suggérées puis rédiger une solution détaillée.

Énoncé de l'exercice

L'iridium est un élément chimique de symbole Ir et de numéro atomique 77. Il est quasiment absent de la surface de la Terre, mais très abondant dans les météorites métalliques. Or, les géologues ont détecté de l'iridium à la limite des couches géologiques du Crétacé et du Tertiaire.



Vue artistique de l'impact.

Cette découverte vient étayer la théorie selon laquelle un impact météoritique serait à l'origine de l'extinction des dinosaures à la fin du Crétacé. Un atome d'iridium possède 192 nucléons. Il peut donner des ions Ir^{4+} .

1. Déterminer la composition d'un atome d'iridium.
2. L'ion iridium Ir^{4+} est-il un anion ou un cation ?
3. Calculer la masse approchée m d'un atome d'iridium.
4. @ Rechercher le lieu et la date probable de l'impact météoritique.

Copie corrigée de l'élève

1. Protons : 77 ; neutrons : 115.

À justifier. Composition incomplète.

2. C'est un cation. À justifier.

3. Masse approchée :

$$m = 192 \times 1,67 \times 10^{-27} = 3,21 \times 10^{-25}.$$

Expression littérale ? Unité ?

4. Impact de Chicxulub. 65 millions d'années.

Il faut faire des phrases et être plus précis !

Citer les sources.

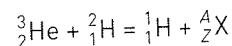
19 L'hélium 3, une des ressources de la Lune

L'hélium 3, de symbole ${}^3_2\text{He}$, est un des isotopes stables de l'hélium.

Sur Terre, l'hélium 3 est très rare ; sa masse est estimée à 0,5 tonne. Les missions Apollo ont montré que la Lune en possède d'importantes réserves estimées à environ 100 000 tonnes.

L'hélium 3 pourrait servir de combustible dans les futures centrales à fusion contrôlée.

La réaction de fusion entre l'hélium 3 et le deutérium ${}^2_1\text{H}$ s'écrit :



où ${}^A_Z\text{X}$ est un noyau à déterminer.

Cette réaction a l'avantage de former des noyaux non radioactifs et de libérer une énergie considérable.

Mais la température d'une telle fusion est dix fois supérieure à celle qui est nécessaire à la fusion deutérium-tritium expérimentée dans le programme ITER.

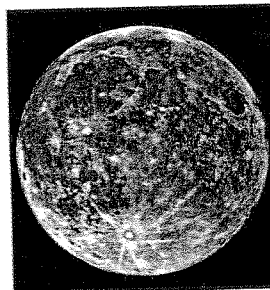
1. a. Sachant qu'au cours de cette réaction de fusion le nombre de nucléons et le nombre de protons sont conservés, déterminer les valeurs A et Z du noyau ${}^A_Z\text{X}$.

b. Identifier l'élément X .

2. Comment qualifie-t-on les noyaux ${}^3_2\text{He}$ et ${}^A_Z\text{X}$?

3. Donner la composition de ces noyaux.

4. @ Après une recherche sur Internet, décrire en quelques lignes en quoi consiste le programme ITER.



2 Établir la formule électronique d'ions

On donne le numéro atomique des ions suivants :

a. lithium Li^+ ($Z = 3$) ; b. fluorure F^- ($Z = 9$) ;

c. sulfure S^{2-} ($Z = 16$).

1. Quel est leur nombre d'électrons ?
2. Établir la formule électronique de ces ions dans leur état fondamental.
3. Déterminer leur nombre d'électrons externes.

4 Déterminer la charge d'un anion

Un cristal de fluorine contient des ions fluorure.

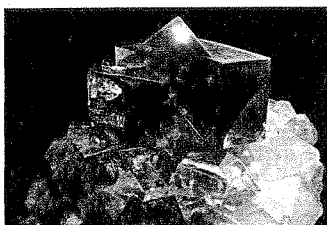
1. Déterminer, dans leur état fondamental, la formule électronique des atomes de :

a. fluor F ($Z = 9$) ;

b. soufre S ($Z = 16$) ;

c. argon Ar ($Z = 18$).

2. En déduire leur nombre d'électrons externes et les ions stables qu'ils peuvent donner.



8 Reconnaître des familles chimiques

On donne ci-dessous la formule électronique de certains atomes dans leur état fondamental :

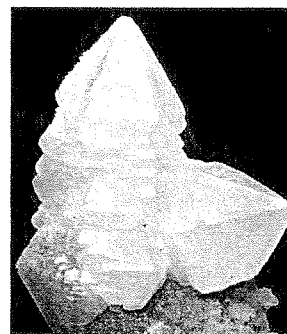
a. K^1 ; b. $K^2 L^1$; c. $K^2 L^7$; d. $K^2 L^8$; e. $K^2 L^8 M^1$;
f. $K^2 L^8 M^2$; g. $K^2 L^8 M^7$; h. $K^2 L^8 M^8$.

1. Parmi les éléments correspondant à ces atomes, quels sont ceux qui appartiennent à une même famille ?
2. Quels sont ceux qui appartiennent à la famille des gaz nobles ? Où se situe-t-elle dans la Classification ?

11 Déterminer la charge de l'ion baryum

1. Quel est le nombre d'électrons externes d'un atome de baryum Ba que l'on peut trouver dans un cristal de withérite, sachant qu'il appartient à la 2^e colonne ?

2. Quel ion monoatomique stable peut-il former ?
Donner sa formule.



Pour s'entraîner

12 À chacun son rythme

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

Un ion X^{3+} possède 8 électrons sur sa couche externe L dans son état fondamental.

Niveau 2

1. Déterminer le numéro atomique de l'élément correspondant.
2. Rechercher le nom et le symbole de cet élément dans la Classification.

Niveau 1

1. a. Quelles couches électroniques comportent cet ion ?
b. Écrire sa formule électronique.
c. En déduire la formule électronique de l'atome X correspondant dans son état fondamental.
d. Déterminer le numéro atomique de l'élément correspondant.
2. Rechercher le nom et le symbole de cet élément dans la Classification.

3 Calculer une masse molaire atomique

L'élément chlore à l'état naturel est constitué d'un mélange de deux isotopes, le chlore 35 (^{35}Cl) et le chlore 37 (^{37}Cl).

En utilisant les données du tableau suivant, calculer la masse molaire atomique $M(\text{Cl})$ de l'élément chlore.

Isotope	Chlore 35	Chlore 37
Pourcentage	75,77	24,23
Masse par mole d'atomes (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	35,0	37,0

4 Calculer des masses molaires moléculaires

1. Le paracétamol, de formule $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$, est le principe actif de médicaments antalgiques et antipyrétiques.

Calculer sa masse molaire moléculaire M .

2. L'éthylvanilline, de formule $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_3$, est une espèce chimique synthétique qui possède le même arôme que la vanille naturelle, mais en cinq fois plus puissant ; elle est, par exemple, utilisée pour aromatiser certains médicaments. Calculer sa masse molaire moléculaire.

Données : masses molaires atomiques :

H : $1,00\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, C : $12,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$,

N : $14,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et O : $16,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

6 Relier masse et quantité

1. Un comprimé de Vitascorbol contient une masse $m = 500\text{ mg}$ d'acide ascorbique (appelé aussi vitamine C) de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

Quelle quantité d'acide ascorbique contient ce comprimé ?

2. Le chlorure de potassium, de formule KCl , est prescrit en cas de déficit de l'organisme en potassium (hypokaliémie). Une gélule contient une quantité $n = 8,04\text{ mmol}$ de KCl ; en déduire la masse de chlorure de potassium absorbé lors de la prise d'une gélule.

Données : masses molaires :

$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$: $176,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et KCl : $74,6\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

7 Relier volume et quantité

1. L'alcool utilisé comme antiseptique local peut être considéré comme de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ pur de masse molaire $M = 46,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et de masse volumique $\rho = 0,780\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

Quelle quantité d'éthanol contient un flacon d'alcool pharmaceutique de volume $V = 250\text{ mL}$?

2. L'éther éthylique de formule $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ était jadis utilisé comme anesthésique. Sa masse molaire vaut $M = 74,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et sa densité par rapport à l'eau est égale à $d = 0,710$. On souhaite disposer d'une quantité $n = 0,200\text{ mol}$.

Quel volume faut-il en prélever ?

Donnée : masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,00\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

8 Un antiseptique coloré : l'éosine

L'éosine, de formule $\text{C}_{20}\text{H}_6\text{Na}_2\text{O}_5\text{Br}_4$, est utilisé pour sécher les plaies. Des flacons de volume $V = 2,0\text{ mL}$ disponibles en pharmacie contiennent une masse $m = 40\text{ mg}$ de principe actif.

1. Rappeler ce qu'est un principe actif.

2. Déterminer la masse molaire de l'éosine.

3. En déduire la quantité d'éosine, exprimée en mmol, présente dans un flacon de $2,0\text{ mL}$.



11 Exploiter une analyse médicale

Dans une analyse de sang, les résultats sont donnés en masse ou en quantité de matière pour un volume $V = 1,00\text{ L}$ de sang. Un extrait d'analyse porte les indications suivantes dont certaines ont été effacées :

GLUCOSE	: g	soit 4,78 mmol
URÉE	:	0,32 g	soit mmol
CRÉATININE	:	9,00 mg	soit μmol

1. Compléter ces indications en précisant la masse de glucose et les quantités d'urée et de créatinine.

2. Pour chaque espèce, les valeurs limites sont indiquées ; ainsi la quantité d'urée doit être comprise entre $2,50\text{ mmol}$ et $8,33\text{ mmol}$.

En déduire si le sang de ce patient a un taux d'urée compris entre les valeurs limites.

Données : formules brutes : glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$,

urée : $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ et créatinine : $\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_3\text{O}$.

Qu'est-ce qu'une concentration ?

3 Calculer une concentration massique

Le sérum physiologique peut être utilisé pour le rinçage de l'œil ou des sinus. Il est alors conditionné en ampoules de volume $V_{\text{sol}} = 5,0 \text{ mL}$ contenant une masse $m = 45 \text{ mg}$ de chlorure de sodium.

Calculer la concentration massique du chlorure de sodium dans le sérum physiologique.



5 Calculer une concentration molaire

Une perfusion de volume $V_{\text{sol}} = 1,5 \text{ L}$ contient une quantité $n(G) = 417 \text{ mmol}$ de glucose.

Calculer la concentration molaire en glucose de la perfusion.

8 Préparer une solution par dissolution

Un technicien doit préparer une solution aqueuse de permanganate de potassium de volume $V_{\text{sol}} = 2,0 \text{ L}$ à la concentration molaire $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Quelle quantité de permanganate de potassium doit-il prélever ? En déduire la masse de permanganate de potassium qu'il doit peser.

2. Rédiger le protocole expérimental suivi par le technicien.

Donnée : masse molaire du permanganate de potassium : $M = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

9 Préparer une solution par dilution

Une solution de Ramet Dalibour est un antiseptique moussant qui peut être utilisé comme un savon liquide.

Sa concentration molaire en sulfate de cuivre (II) est $C_0 = 6,20 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On souhaite préparer par dilution de la solution mère, une solution fille de volume $V_f = 200,0 \text{ mL}$ à la concentration molaire $C_f = 3,10 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Calculer le facteur de dilution F .

2. Quel volume V_0 de solution mère faut-il prélever pour préparer la solution fille ?

3. Rédiger le protocole expérimental à suivre pour préparer la solution fille.

15 Diluer un berlingot d'eau de Javel

L'eau de Javel est un des agents antiseptiques les plus couramment utilisés.

Elle est commercialisée sous deux formes différentes : en bouteille et en « berlingot ».

La notice d'un berlingot contenant 250 mL d'eau de Javel indique « verser le berlingot dans une bouteille d'un litre vide et compléter à l'eau froide ».

1. Calculer le facteur de dilution.



12 Solution aqueuse pour décontamination de lentilles de contact

L'eau oxygénée utilisée pour décontaminer les lentilles de contact contient 3,0 % en masse de peroxyde d'hydrogène de formule H_2O_2 .

Cela signifie que 100 g de solution contiennent 3,0 g de peroxyde d'hydrogène. On considère un flacon de volume $V_{\text{sol}} = 360 \text{ mL}$ de cette solution d'eau oxygénée.

La masse volumique de la solution est $\rho_{\text{sol}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

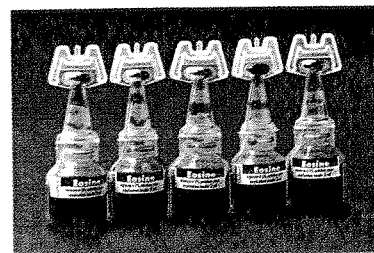
Calculer la concentration molaire en peroxyde d'hydrogène dans la solution d'eau oxygénée.



11 À chacun son rythme

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

L'éosine est une espèce chimique possédant des propriétés asséchantes pour les plaies. Les préparations pharmaceutiques sont des solutions aqueuses à 2,0 % en masse d'éosine.



Données :

masse volumique de la solution d'éosine : $\rho_{\text{sol}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$;
masse molaire de l'éosine : $M(\text{éos}) = 691,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Niveau 2

Calculer la concentration molaire en éosine de la solution contenue dans une ampoule.

Niveau 1

Une solution d'éosine contient 2,0 g d'éosine pure dans 100 g de solution.

2. Le berlingot a une concentration massique égale à 152 g/L « en chlore actif ». Calculer la concentration massique « en chlore actif » de l'eau de Javel préparée dans la bouteille.

3. On souhaite préparer une solution S de volume $V_S = 50,0 \text{ mL}$ en diluant 10 fois l'eau de Javel en bouteille. Proposer un protocole expérimental permettant de préparer la solution S .

4. La notice montre le pictogramme ci-contre. Préciser les règles de sécurité à respecter lors de la préparation de la solution S .



Xi irritant

5. @ Pourquoi est-il dangereux de mélanger l'eau de Javel avec un « produit » acide (comme un détartrant par exemple) ?

3 Décrire l'évolution d'un système chimique

Pour déterminer la valeur énergétique d'un aliment, on mesure l'énergie thermique fournie par la combustion complète d'une masse $m = 1,00$ g de cet aliment dans du dioxygène pur en excès.

La réaction est réalisée dans un réacteur, de volume constant, dans lequel la température varie de T_i à T_f et la pression varie de P_i à P_f lors de la combustion. On détermine ainsi la valeur énergétique du glucose $C_6H_{12}O_6$.

1. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans l'état initial (i), puis dans l'état final (f) ?

2. Décrire alors précisément les états initial et final de ce système.

4 Interpréter des combustions

Le méthane $CH_4(g)$, principal constituant du gaz naturel, est très souvent utilisé pour chauffer les gymnases et les salles de sport. Suivant la quantité de dioxygène $O_2(g)$ disponible, la combustion peut être complète ou incomplète, ce qui, dans ce dernier cas, peut s'avérer très dangereux. Les produits peuvent donc être :

a. du dioxyde de carbone $CO_2(g)$ et de l'eau $H_2O(g)$;

b. du monoxyde de carbone $CO(g)$ et de l'eau $H_2O(g)$;

c. du carbone $C(s)$ et de l'eau $H_2O(g)$.

Écrire les équations des trois réactions conduisant à ces différents produits. Les nombres stœchiométriques choisis seront des entiers les plus petits possibles.

5 Identifier les réactifs et les produits d'une réaction

Le dioxyde de carbone $CO_2(g)$ présent dans l'air expiré trouble l'eau de chaux contenant des ions calcium $Ca^{2+}(aq)$ et hydroxyde $HO^-(aq)$ par formation d'un précipité blanc de carbonate de calcium $CaCO_3(s)$.

De l'eau se forme également au cours de ce test.

1. Quels sont les réactifs et les produits de cette réaction ?

2. Écrire l'équation de la réaction chimique correspondante.

8 Magnésie et activités sportives

La magnésie, solide blanc de formule MgO , est utilisée par les gymnastes pour pratiquer les agrès (anneaux, barre fixe...) ou par les grimpeurs lors d'escalades. La magnésie, lorsqu'elle est réduite en poudre, absorbe la sueur et augmente provisoirement l'adhérence.

Industriellement, elle est obtenue par chauffage du carbonate de magnésium naturel de formule $MgCO_3(s)$.

Au laboratoire, elle peut être produite par combustion du métal magnésium dans le dioxygène. On peut aussi la préparer par déshydratation d'un solide, l'hydroxyde de magnésium.



1. Écrire l'équation de la réaction d'obtention industrielle de la magnésie sachant qu'il se forme également du dioxyde de carbone.

2. a. Écrire l'équation de la réaction de combustion du magnésium dans le dioxygène.

b. @ Quelle application avait cette réaction jadis ?

3. L'hydroxyde de magnésium peut être obtenu par réaction entre une solution d'hydroxyde de sodium, $Na^+(aq) + HO^-(aq)$, et une solution de chlorure de magnésium, $Mg^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq)$. Les ions $Na^+(aq)$ et $Cl^-(aq)$ sont ici spectateurs.

a. Écrire l'équation de la réaction de formation de l'hydroxyde de magnésium.

9 Se réchauffer chimiquement

Pour lutter contre le froid, par exemple lors de la pratique de certains sports de glace ou de randonnées en montagne, il est possible d'utiliser des chauffeuses chimiques. Certaines sont constituées d'un petit sac étanche qui contient du fer en poudre, du charbon actif, de la sciure de bois humidifiée et du chlorure de sodium.



Lorsque le contenu de ce sac est mis en contact avec du dioxygène il se forme des oxydes de fer $FeO(s)$, $Fe_3O_4(s)$ et surtout $Fe_2O_3(s)$. Ces réactions dégagent beaucoup de chaleur.

Écrire les équations chimiques correspondant à la formation de chacun de ces oxydes à partir du fer et du dioxygène comme seuls réactifs.

10 À chacun son rythme

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

Le sulfate de fer(II), $Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$, peut être utilisé pour éliminer la mousse présente sur les aires sportives (pelouses, aires de lancer...). On dissout un peu de composé ionique dans de l'eau et on ajoute quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium $Na^+(aq) + HO^-(aq)$; un précipité vert apparaît.

Niveau 2

Écrire l'équation de la réaction chimique mise en jeu.

Niveau 1

1. Quel ion est mis en évidence par la formation du précipité vert ?

2. Quelle est la formule du précipité obtenu ?

3. En déduire les formules des réactifs et produits de cette réaction.

4. Écrire l'équation de la réaction chimique correspondante.

5. Les ions $Na^+(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)$ sont ici spectateurs ; justifier ce nom.