FICHE DE TRAVAUX DIRIGÉS — MODULE 1

LA MATIÈRE ; SES PROPRIÉTÉS ET SES TRANSFORMATIONS

PROFESSEUR : OUMAR ABDOU

Consignes. La **Partie A** reprend les six leçons du module (Constituants de la matière ; Classification des éléments ; La mole ; La réaction chimique ; Électrolyse et synthèse de l'eau ; Solutions aqueuses). La **Partie B** propose 15 situations : 2 par leçon, puis 3 situations de synthèse. Le tableau de classification périodique réduit du cours est autorisé.

PARTIE A : ÉVALUATION DES RESSOURCES

EXERCICE 1 Les constituants de la matière *(Leçon 1)*

1. Définir : atome ; molécule ; ion ; formule brute ; atomicité.
2. Compléter le texte avec les mots qui conviennent (noyau, électrons, positives, négatives, neutre, cortège électronique) :
   « L'atome est constitué d'un ..... central portant des charges ..... autour duquel gravitent des ..... portant des charges ..... L'ensemble des électrons forme le ..... L'atome est électriquement ..... car le nombre de charges positives du noyau est égal au nombre de charges négatives des électrons. »
3. Donner les ordres de grandeur suivants :
   a) le diamètre du noyau : $\Phi_{noyau} \approx$ ..... m ; le diamètre de l'atome : $\Phi_{atome} \approx$ ..... m ;
   b) le rapport $\Phi_{atome}/\Phi_{noyau} \approx$ ..... ;
   c) la masse de l'atome comparée à celle de son noyau, puis comparée à celle d'un électron ;
   d) en déduire dans quelle partie de l'atome la masse est concentrée.
4. Compléter le tableau des atomes et de leurs modèles (maquettes) :

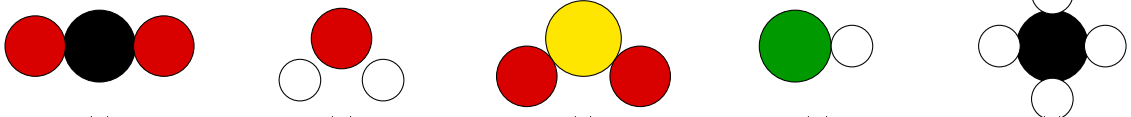
Atome	Symbole	Couleur de la boule
Hydrogène		
	C	
		rouge
Soufre		
	N	
		verte

5. Compléter le tableau suivant (nom, formule brute, composition, atomicité) :

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Molécule	Formule brute	Composition	Atomicité
Dihydrogène	H_2		
Dioxygène		2 atomes d'oxygène	
Diazote	N_2		
Eau			3
Dioxyde de carbone	CO_2		
Dioxyde de soufre		1 atome de soufre et 2 atomes d'oxygène	
Chlorure d'hydrogène	HCl		

6. On donne les modèles moléculaires compacts ci-dessous (couleurs : carbone noir, hydrogène blanc, oxygène rouge, soufre jaune, chlore vert).



(a) (b) (c) (d) (e)

Pour chaque modèle, donner la formule brute, le nom de la molécule et son atomicité (le modèle (e) représente le méthane).

Modèle	Formule brute	Nom	Atomicité
(a)			
(b)			
(c)			
(d)			
(e)			

7. Définir cation et anion. Compléter ensuite le tableau :

Formule	Nom de l'ion	Cation ou anion ?	Monoatomique ou polyatomique ?
Na^+			
K^+			
Ca^{2+}			
H_3O^+			
Cl^-			
SO_4^{2-}			
HO^-			

8. Un atome de calcium possède 20 électrons. Il se transforme en ion Ca^{2+}. A-t-il gagné ou perdu des électrons ? Combien d'électrons possède alors l'ion calcium ?

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

EXERCICE 2 Classification des éléments *(Leçon 2)*

1. Définir : élément chimique ; numéro atomique Z. Donner les deux façons d'interpréter Z pour un atome.
2. Compléter : le tableau de classification périodique des éléments (TCPE) comporte ..... lignes appelées ..... et ..... colonnes appelées ..... Il a été élaboré en ..... par le chimiste russe ..... Les éléments d'une même colonne forment une ..... et ont des propriétés chimiques .....
3. Énoncer la règle de classification périodique des éléments.
4. Un atome neutre possède 15 électrons.
   a) Quel est son numéro atomique ? Combien de charges positives son noyau porte-t-il ?
   b) À l'aide du tableau réduit du cours, donner le nom, le symbole et la masse molaire atomique de cet élément, puis le numéro de sa case.
5. Lire les deux cases ci-dessous et compléter le tableau.

17 35,45
Cl
Chlore

Case A

12 24,31
Mg
Magnésium

Case B

	Nom	**Symbole**	Z	M **(g/mol)**
Case A				
Case B				

6. Compléter le tableau réduit ci-dessous en écrivant le symbole de chaque élément (le numéro atomique figure dans le coin de chaque case). Colorier ensuite en bleu les cases de la famille du chlore et en rouge celles de la famille du calcium.

Groupe	**1**	**2**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
Période 1	1							2
Période 2	3	4	5	6	7	8	9	10
Période 3	11	12	13	14	15	16	17	18
Période 4	19	20						

7. Un élément a pour symbole Mg, pour numéro atomique 12 et pour masse molaire atomique 24,3 g/mol.
   a) Donner son nom et le numéro de sa case dans le TCPE.
   b) Citer deux autres éléments appartenant à la même famille chimique et justifier ce choix.

EXERCICE 3 La mole *(Leçon 3)*

Données : $\mathcal{N}_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}$; masses molaires atomiques (g/mol) : H = 1 ; C = 12 ; N = 14 ; O = 16 ; Na = 23 ; S = 32 ; Cl = 35,5 ; Ca = 40 ; Fe = 55,8.

1. Définir : mole ; quantité de matière (symbole et unité) ; constante d'Avogadro (valeur et unité) ; masse molaire atomique ; masse molaire moléculaire.

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

2. Calculer la masse molaire moléculaire de : l'eau H_2O ; l'ammoniac NH_3 ; le dioxyde de carbone CO_2 ; l'acide sulfurique H_2SO_4 ; l'acide nitrique HNO_3 ; le glucose $C_6H_{12}O_6$; le carbonate de calcium $CaCO_3$; l'hydroxyde de fer III $Fe(OH)_3$.
3. Écrire les relations qui lient : la quantité de matière n, la masse m et la masse molaire M ; puis le nombre d'entités N, la quantité de matière n et la constante d'Avogadro $\mathcal{N}_A$.
4. Compléter le tableau (les masses molaires non données sont à calculer) :

Corps pur	M (g/mol)	m (g)	n (mol)
NH_3	17	8,5	
H_2SO_4			0,25
$CaCO_3$	100	250	
$C_6H_{12}O_6$			0,1
NaCl	58,5		2
CO_2		22	

5. a) Quelle quantité de matière renferment 90 g d'eau ? Combien de molécules d'eau y a-t-il dans cet échantillon ?
   b) Quelle est la masse de 0,5 mol de dioxyde de carbone ?
   c) Un échantillon de glucose contient $3{,}01 \times 10^{23}$ molécules. Calculer sa quantité de matière, puis sa masse.
   d) Quelle quantité de matière renferment 21,36 g d'hydroxyde de fer III $Fe(OH)_3$?

EXERCICE 4 La réaction chimique *(Leçon 4)*

1. Définir : réaction chimique ; réactif ; produit ; équation-bilan. Énoncer la loi de Lavoisier (relation entre les masses et conservation des atomes).
2. On brûle un mélange verdâtre de 7 g de fer (Fe) et de 4 g de soufre (S). À la fin, on obtient un solide gris-noir, le sulfure de fer, de formule brute FeS.
   a) Écrire l'équation littérale de cette réaction.
   b) Représenter l'équation-interprétation à l'aide de boules (fer : gris ; soufre : jaune).
   c) Écrire l'équation-bilan.
   d) Quelle est la masse de sulfure de fer obtenue ? Justifier.
3. Équilibrer les équations-bilans suivantes :

   a) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
   b) $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$
   c) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$
   d) $Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$
   e) $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
   f) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
   g) $Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$
   h) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
   i) $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
   j) $C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

4. Écrire l'équation-bilan équilibrée de : (a) la combustion du carbone dans le dioxygène (il se forme du dioxyde de carbone) ; (b) la combustion du soufre dans le dioxygène (il se forme du dioxyde de soufre) ; (c) la formation de l'eau à partir du dihydrogène et du dioxygène.
5. On brûle du magnésium dans le dioxygène : il se forme 8 g d'oxyde de magnésium MgO. On donne : M(Mg) = 24 g/mol ; M(O) = 16 g/mol.
   a) Calculer la quantité de matière d'oxyde de magnésium formé.
   b) Écrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction.

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

c) Déterminer les quantités de matière de magnésium et de dioxygène qui ont disparu.

d) En déduire les masses m_1 de magnésium et m_2 de dioxygène consommées.

e) Vérifier la loi de Lavoisier.

6. On mélange 0,5 mol de dihydrogène et 0,2 mol de dioxygène pour obtenir de l'eau : $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$.

a) Ce mélange est-il stœchiométrique ? Justifier en comparant les rapports n/coefficient.

b) Quel réactif est en défaut ? Quel réactif est en excès ?

c) Quelle quantité de matière d'eau se forme ? En déduire sa masse (M(H) = 1 ; M(O) = 16).

d) Quelle quantité de matière du réactif en excès reste-t-il à la fin ?

7. On fait réagir 6,5 g de zinc avec de l'acide chlorhydrique (HCl). Il se forme 13,6 g de chlorure de zinc $ZnCl_2$ et 0,2 g de dihydrogène. On donne : M(Zn) = 65 ; M(H) = 1 ; M(Cl) = 35,5 (g/mol).

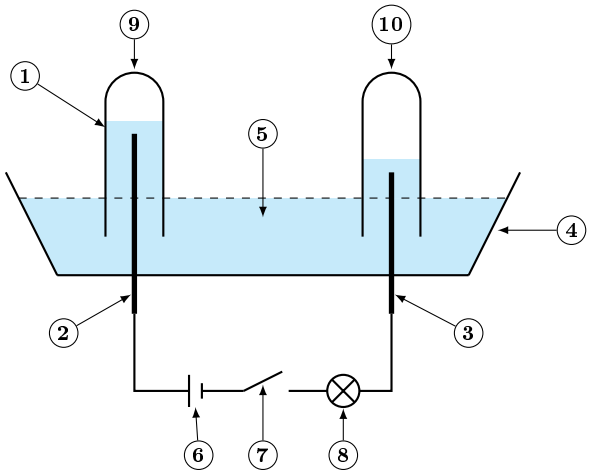
a) Écrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction.

b) Calculer la masse totale des produits formés, puis déduire de la loi de Lavoisier la masse d'acide chlorhydrique consommée.

c) Retrouver cette masse à partir de la quantité de matière de zinc et de l'équation-bilan.

EXERCICE 5 Électrolyse et synthèse de l'eau *(Leçon 5)*

1. Définir : électrolyse ; synthèse (de l'eau).
2. Compléter la légende du schéma ci-dessous (électrolyse de l'eau). Pour les numéros 9 et 10, écrire la formule du gaz recueilli.



N°	Légende	N°	Légende
1		6	
2		7	
3		8	
4		9	
5		10	

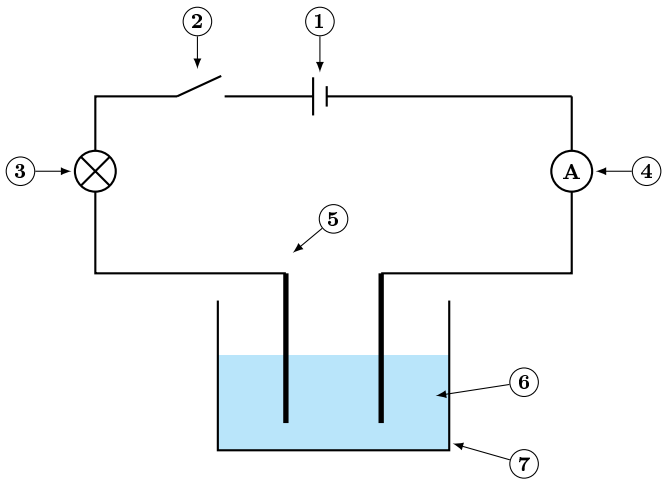
3. Décrire ce que l'on observe lorsque l'interrupteur (K) est ouvert, puis lorsqu'il est fermé. Pourquoi ajoute-t-on quelques gouttes d'acide sulfurique à l'eau pure ?
4. Écrire l'équation-bilan de l'électrolyse de l'eau et celle de la synthèse de l'eau. Expliquer en une phrase pourquoi la synthèse est la réaction inverse de l'électrolyse. Quelle précaution doit-on prendre lors de la synthèse de l'eau ?
5. Décrire le test d'identification du dioxygène et celui du dihydrogène.

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

6. Rappeler la relation entre les volumes de dihydrogène et de dioxygène dégagés lors de l'électrolyse de l'eau. On recueille 60 mL de dihydrogène : quel volume de dioxygène a-t-on recueilli ? Si l'on avait recueilli 25 mL de dioxygène, quel volume de dihydrogène aurait-on obtenu ?
7. On décompose entièrement 18 g d'eau par électrolyse (M(H) = 1 ; M(O) = 16 g/mol).
   a) Calculer la quantité de matière d'eau décomposée.
   b) En déduire les quantités de matière de dihydrogène et de dioxygène obtenues.
   c) Calculer les masses correspondantes et vérifier la loi de Lavoisier.
8. On veut former 3,6 g d'eau par synthèse. Déterminer les quantités de matière puis les masses de dihydrogène et de dioxygène nécessaires.

EXERCICE 6 Les solutions aqueuses *(Leçon 6)*

1. Définir : soluté ; solvant ; solution ; solution aqueuse. Pour l'eau salée, préciser le soluté et le solvant.
2. Le schéma ci-dessous représente un dispositif qui permet de vérifier la conductibilité d'une solution aqueuse. Légender les numéros 1 à 7.



N°	Légende	N°	Légende
1		5	
2		6	
3		7	
4			

3. Le circuit étant fermé, que peut-on conclure si la lampe brille ? si la lampe ne brille pas ? Classer ensuite les solutions suivantes en solutions moléculaires ou ioniques et préciser si la lampe brille :

Solution	Moléculaire ou ionique ?	La lampe brille-t-elle ?
Eau distillée		
Eau sucrée		
Alcool		
Eau salée		
Jus de citron		
Eau de javel		
Eau savonneuse		

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

4. Écrire (et équilibrer) l'équation de mise en solution dans l'eau de chacun des solides ioniques suivants :

   a) le chlorure de sodium NaCl
   b) le sulfate de sodium Na_2SO_4
   c) l'hydroxyde de potassium KOH
   d) le chlorure de baryum $BaCl_2$ (ion baryum : Ba^{2+})
   e) l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$
   f) le sulfate de cuivre $CuSO_4$ (ion cuivre : Cu^{2+})
   g) le sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ (ion aluminium : Al^{3+})

5. Concentrations (M(H) = 1 ; O = 16 ; Na = 23 ; S = 32 ; Cl = 35,5 ; Al = 27 ; C = 12, en g/mol).
   a) Définir la concentration molaire C et la concentration massique C_m d'une solution, puis établir la relation $C_m = C \times M$.
   b) On dissout 11,7 g de chlorure de sodium dans de l'eau pour obtenir 200 mL de solution. Calculer n, C et C_m, puis vérifier la relation $C_m = C \times M$.
   c) On dissout 14,2 g de sulfate de sodium Na_2SO_4 dans de l'eau pour obtenir 0,5 L de solution. Calculer la concentration molaire du soluté, puis les concentrations $[Na^+]$ et $[SO_4{}^{2-}]$.
   d) On dissout 6,84 g de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ dans de l'eau pour obtenir 0,2 L de solution. Calculer sa masse molaire, sa concentration molaire C, sa concentration massique C_m, puis $[Al^{3+}]$ et $[SO_4{}^{2-}]$.
   e) Quelle masse de glucose $C_6H_{12}O_6$ faut-il dissoudre pour préparer 500 mL de solution de concentration 0,1 mol/L ?

6. Notions de pH.
   a) Définir le pH. Compléter : une solution est acide si ....., neutre si ....., basique si .....
   b) Compléter le tableau des couleurs des indicateurs colorés :

Indicateur	**Seul**	**Milieu acide**	**Milieu neutre**	**Milieu basique**
Hélianthine				
Bleu de bromothymol				
Phénolphtaléine				

   c) On teste trois solutions : jus de citron (pH = 2), eau distillée (pH = 7), eau de javel (pH = 11). Préciser la nature de chacune et la couleur prise par le bleu de bromothymol, l'hélianthine et la phénolphtaléine.
   d) Citer les trois moyens de mesurer le pH d'une solution. Lequel est le plus précis ?

7. Associer chaque pictogramme à sa signification : (a) croix noire sur fond orange ; (b) tête de mort avec deux os croisés ; (c) liquide qui ronge une surface et une main. Significations : corrosif ; toxique ; nocif ou irritant.

PARTIE B : ÉVALUATION DES COMPÉTENCES

Rappel. Pour chaque situation, présente clairement ta démarche : données, relation utilisée, calcul avec l'unité, conclusion. Constante d'Avogadro : $\mathcal{N}_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}$.

Leçon 1 : Les constituants de la matière

COMPÉTENCE 1 **L'exposition du club scientifique**

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Pour l'exposition du club scientifique du Lycée de Doualaré, l'élève Hamidou doit présenter la molécule du gaz butane utilisé dans la cuisine de sa famille. Sur sa fiche, il lit : « une molécule de butane contient 4 atomes de carbone et 10 atomes d'hydrogène ». Pour étonner les visiteurs, il veut aussi leur faire comprendre combien l'atome est grand par rapport à son noyau : le diamètre de l'atome est de l'ordre de 10^{-10} m et celui du noyau de l'ordre de 10^{-15} m.

Tâche 1 : Écris la formule brute du butane et donne l'atomicité de sa molécule.

Tâche 2 : Hamidou dispose de boules noires, blanches, rouges et jaunes pour construire le modèle moléculaire. Indique le nombre de boules de chaque couleur dont il a besoin.

Tâche 3 : Si le noyau était agrandi jusqu'à la taille d'une bille de 1 cm de diamètre, quel serait le diamètre de l'atome ? Exprime-le en mètres puis en kilomètres.

COMPÉTENCE 2 L'étiquette de l'eau minérale

Sur l'étiquette d'une eau minérale vendue au marché de Maroua, Aboubakar lit la présence des espèces suivantes : ion calcium Ca^{2+}, ion sodium Na^{+}, ion potassium K^{+}, ion chlorure Cl^{-} et ion sulfate $SO_4{}^{2-}$. Il affirme à sa sœur que cette eau est « chargée d'électricité » et qu'elle risque de lui donner un choc. Sa sœur lui répond qu'elle reste électriquement neutre.

Tâche 1 : Classe les ions de l'étiquette en cations et anions, puis en ions monoatomiques et ions polyatomiques.

Tâche 2 : Un atome de sodium possède 11 électrons. Combien d'électrons possède l'ion Na^{+} et quelle est la charge de son noyau ? Explique comment l'atome est devenu ion.

Tâche 3 : Dans un échantillon simplifié qui ne contient que des ions calcium et des ions chlorure, on compte 3 ions calcium. Combien d'ions chlorure faut-il pour que l'échantillon soit électriquement neutre ? Départage alors Aboubakar et sa sœur.

Leçon 2 : Classification des éléments

COMPÉTENCE 3 Les flacons du laborantin

Le laborantin du lycée prépare des fiches pour ranger ses flacons d'éléments chimiques. Quatre fiches restent à compléter : **A** : élément dont le noyau porte 8 charges positives ; **B** : élément dont l'atome possède 17 électrons ; **C** : élément de symbole Ca ; **D** : élément situé dans la $12^{\text{ème}}$ case du tableau de classification.

Tâche 1 : À l'aide du tableau réduit, complète pour chaque fiche le nom, le symbole, le numéro atomique et la masse molaire atomique.

Tâche 2 : Range les quatre flacons dans l'ordre où leurs éléments apparaissent dans le tableau, de la gauche vers la droite en partant de la première case.

Tâche 3 : Deux de ces éléments appartiennent à la même famille chimique. Lesquels ? Justifie, puis cite un autre élément de cette famille parmi les 20 premiers.

COMPÉTENCE 4 Le vieux cahier d'Awa

En rangeant la bibliothèque de sa tante, Awa, élève en $3^{\text{ème}}$, trouve dans un vieux cahier la note suivante : « atome neutre dont le noyau porte 14 charges positives ». Elle voudrait savoir de quel élément il s'agit et comment il se situe par rapport aux autres.

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Tâche 1 : Détermine le nombre d'électrons et le numéro atomique de cet atome, puis identifie l'élément (nom, symbole, masse molaire atomique).

Tâche 2 : Situe l'élément dans le tableau : numéro de la case, période, colonne. Donne ses deux voisins immédiats (celui qui le précède et celui qui le suit).

Tâche 3 : Parmi les éléments de la $2^{ème}$ période, lequel est de la même famille que lui ? Que peut-on affirmer de leurs propriétés chimiques ?

Leçon 3 : La mole

COMPÉTENCE 5 La marmite de la cérémonie

Maman Aïssatou prépare un grand repas pour une cérémonie à Maroua. Sa recette indique qu'il faut ajouter 0,4 mol de sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl) par marmite. Elle dispose d'une balance et d'un sac de 1 kg de sel supposé pur. On donne : M(Na) = 23 g/mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol.

Tâche 1 : Quelle masse de sel doit-elle peser pour une marmite ?

Tâche 2 : Combien de marmites complètes peut-elle préparer avec le sac de 1 kg ?

Tâche 3 : Combien d'entités NaCl contient la quantité de sel utilisée pour une marmite ?

COMPÉTENCE 6 La boisson du footballeur

Moussa, jeune footballeur à Maroua, boit après l'entraînement une boisson énergétique. L'étiquette de la bouteille indique : « 45 g de glucose $C_6H_{12}O_6$ ». Son entraîneur lui conseille de ne pas dépasser 0,5 mol de glucose par séance. On donne : M(C) = 12 ; M(H) = 1 ; M(O) = 16 (g/mol).

Tâche 1 : Quelle quantité de matière de glucose une bouteille contient-elle ?

Tâche 2 : Combien de bouteilles Moussa peut-il boire au maximum par séance ?

Tâche 3 : Combien de molécules de glucose y a-t-il dans une bouteille ?

Leçon 4 : La réaction chimique

COMPÉTENCE 7 Le fer du forgeron

Un forgeron de Maroua laisse à l'air libre, pendant la saison des pluies, un morceau de fer pur de masse 5,6 g. Après plusieurs semaines, tout le fer s'est transformé en rouille, de formule Fe_2O_3 : le fer a réagi avec le dioxygène de l'air. On donne : M(Fe) = 56 g/mol ; M(O) = 16 g/mol.

Tâche 1 : Écris l'équation-bilan équilibrée de la formation de la rouille.

Tâche 2 : Quelle masse de dioxygène de l'air a été consommée ?

Tâche 3 : Quelle masse de rouille le forgeron obtient-il ? Montre que la masse totale se conserve.

COMPÉTENCE 8 Le gaz de Maman Hadja

Maman Hadja cuisine avec une bouteille de gaz butane C_4H_{10}. Un soir, elle brûle 5,8 g de butane dans le dioxygène de l'air : il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. Son fils veut comprendre pourquoi on ne doit jamais cuisiner dans une pièce fermée. On donne : M(C) = 12 ; M(H) = 1 ; M(O) = 16 (g/mol).

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Tâche 1 : Écris l'équation-bilan équilibrée de cette combustion.

Tâche 2 : Détermine la masse de dioxygène consommée et la masse de dioxyde de carbone rejetée.

Tâche 3 : Quelle masse d'eau se forme-t-il ? Vérifie que la masse totale se conserve.

Leçon 5 : Électrolyse et synthèse de l'eau

COMPÉTENCE 9 Le ballon du club de sciences

Lors de la journée scientifique du lycée, le club de sciences veut produire du dihydrogène à partir de l'eau pour gonfler un petit ballon. Les élèves décomposent entièrement 3,6 g d'eau acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique. On donne : M(H) = 1 ; M(O) = 16 (g/mol).

Tâche 1 : Fais un schéma annoté du montage en indiquant l'anode, la cathode et le gaz recueilli à chaque électrode.

Tâche 2 : Écris l'équation-bilan et détermine les masses de dihydrogène et de dioxygène obtenues.

Tâche 3 : Un des tubes contient 40 mL de dihydrogène : quel volume de gaz contient l'autre tube ? Comment les élèves peuvent-ils s'assurer de la nature de ce gaz ?

COMPÉTENCE 10 Le dioxygène de la clinique

Dans une clinique de Maroua, le médecin explique que le dioxygène destiné aux malades peut être fabriqué à partir de l'eau. La clinique veut produire 1,6 kg de dioxygène. Le technicien s'inquiète aussi du gaz qui se forme en même temps. On donne : M(H) = 1 ; M(O) = 16 (g/mol).

Tâche 1 : Quelle masse d'eau la clinique doit-elle décomposer ?

Tâche 2 : Quelle masse de dihydrogène se forme en même temps ? Pourquoi ne faut-il jamais l'accumuler dans un local fermé en présence d'une flamme ?

Tâche 3 : Le technicien veut vérifier que le gaz recueilli à l'anode est bien du dioxygène. Décris le test à réaliser.

Leçon 6 : Les solutions aqueuses

COMPÉTENCE 11 Les trois flacons sans étiquette

Au laboratoire, le technicien a préparé trois flacons A, B et C sans étiquette : de l'eau sucrée, de l'eau salée et du jus de citron. Il dispose d'un circuit avec lampe et électrodes, et de bleu de bromothymol. Résultats : **A** : la lampe reste éteinte ; **B** : la lampe brille et le bleu de bromothymol reste vert ; **C** : la lampe brille et le bleu de bromothymol devient jaune.

Tâche 1 : Identifie chaque flacon en justifiant ta réponse.

Tâche 2 : Pour le flacon contenant l'eau salée, écris l'équation de mise en solution du sel et cite les ions présents.

Tâche 3 : Quelle couleur prendrait l'hélianthine dans les flacons B et C ?

COMPÉTENCE 12 Le savon de Madame Fatimé

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Madame Fatimé fabrique du savon traditionnel à Maroua. Elle dissout 40 g de soude caustique (hydroxyde de sodium NaOH) dans de l'eau pour obtenir 2 L de solution. Sur le sac de soude, un pictogramme représente un liquide qui ronge une surface et une main. On donne : M(Na) = 23 ; M(O) = 16 ; M(H) = 1 (g/mol).

Tâche 1 : Nomme ce pictogramme, précise le danger qu'il signale et cite une précaution que Madame Fatimé doit prendre.

Tâche 2 : Écris l'équation de mise en solution de la soude, puis détermine les concentrations molaire et massique de la solution, ainsi que $[Na^+]$ et $[HO^-]$.

Tâche 3 : Elle ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine dans la solution : quelle couleur observe-t-elle ? Cette solution conduit-elle le courant électrique ? Justifie.

Compétences de synthèse du module

SYNTHÈSE 1 La solution de chlorure de calcium

Un technicien d'un laboratoire de Maroua prépare 250 mL d'une solution en dissolvant 5,55 g de chlorure de calcium $CaCl_2$, un solide ionique. Il consulte le tableau de classification pour retrouver les éléments en jeu. On donne : M(Ca) = 40 ; M(Cl) = 35,5 (g/mol).

Tâche 1 : À l'aide du tableau, donne le nom, le numéro atomique et la masse molaire atomique du calcium et du chlore. Appartiennent-ils à la même famille ? Combien d'électrons possède l'ion Ca^{2+} ?

Tâche 2 : Écris l'équation de mise en solution du chlorure de calcium, puis détermine la concentration molaire de la solution et les concentrations de chacun des ions.

Tâche 3 : Le technicien veut préparer 500 mL d'une solution de même concentration. Quelle masse de solide doit-il peser ? Cette solution conduit-elle le courant électrique ? Justifie.

SYNTHÈSE 2 De l'électrolyse à la reconstitution de l'eau

Lors d'une démonstration, les élèves décomposent d'abord 90 g d'eau par électrolyse. Ils récupèrent ensuite tout le dihydrogène obtenu et le brûlent avec 40 g de dioxygène pris dans une bouteille : de l'eau se reforme. On donne : M(H) = 1 ; M(O) = 16 (g/mol).

Tâche 1 : Détermine les masses de dihydrogène et de dioxygène obtenues à l'électrolyse et vérifie que la masse totale se conserve.

Tâche 2 : Écris l'équation-bilan de la combustion du dihydrogène. Montre que le mélange dihydrogène–dioxygène n'est pas dans les proportions de l'équation-bilan et indique le réactif en défaut.

Tâche 3 : Quelle masse d'eau se reforme-t-elle ? Quelle masse du réactif en excès reste-t-il à la fin ? Vérifie la conservation de la masse.

SYNTHÈSE 3 Le zinc et l'acide chlorhydrique

Au laboratoire, Salamatou verse 6,5 g de zinc en poudre dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol/L (soluté : HCl, M = 36,5 g/mol). Le zinc disparaît totalement avec dégagement gazeux : il se forme du chlorure de zinc $ZnCl_2$ et du dihydrogène. L'acide est utilisé dans les proportions exactes de l'équation-bilan. On donne : M(Zn) = 65 ; M(Cl) = 35,5 ; M(H) = 1 (g/mol).

Tâche 1 : Écris l'équation-bilan équilibrée. Détermine la quantité d'acide nécessaire, puis le volume de la solution d'acide utilisé. Quelle couleur le bleu de bromothymol prendrait-il dans cette solution acide ?

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Tâche 2 : Détermine les masses de chlorure de zinc formé et de dihydrogène dégagé. Retrouve la masse d'acide consommée à l'aide de la loi de Lavoisier.

Tâche 3 : Le chlorure de zinc formé reste dissous dans le volume de la solution d'acide. Écris son équation de mise en solution et détermine les concentrations des ions dans la solution finale.

Fiche élaborée par OUMAR ABDOU
Fondateur du groupe scolaire LE MINIMUM — Lycée de Doualaré, Maroua
Bon travail à tous !

Téléchargé sur www.ndolomath.com · Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières

Va plus loin avec Ndolomath

Ces ressources sont **payantes**.

Cours et exercices corrigés dans toutes les matières

Les leçons de chaque matière, de la 6e à la Terminale, avec des exercices et leurs corrections détaillées.

Épreuves séquentielles corrigées

Les épreuves de toutes les séquences, dans toutes les matières, avec leurs corrigés pour t'entraîner comme en classe.

Sujets d'examens officiels corrigés

BEPC, Probatoire et BAC : les sujets des années précédentes, corrigés pas à pas pour bien préparer le grand jour.

Toutes les matières, de la 6e à la Terminale

Mathématiques, physique, chimie, SVT, français, anglais, histoire-géographie et bien d'autres : tout le programme, classe par classe.

Fiches de révision et méthodes

L'essentiel à retenir pour chaque chapitre et les bonnes méthodes pour réussir tes devoirs et tes examens.

Téléchargé sur **www.ndolomath.com**

Retrouve-y d'autres épreuves de ta classe dans toutes les matières, avec leurs corrigés.

contact.ndolomath@gmail.com