

Chimie : Matériaux au quotidien 2

MT21362



A2.2 Réactions de matériaux avec quelques liquides

• Les matériaux réagissent-ils avec les solutions acides ? Avec les solutions basiques ?

- mesurer le pH de quelques solutions acides et basiques usuelles (en particulier boissons et produits d'entretien) ; observer l'effet d'une dilution sur le pH.

Activité 1 : Mesure de pH.

Compétences développées : Identifier les solutions acides (pH inférieur à 7) et les solutions basiques (pH supérieur à 7)

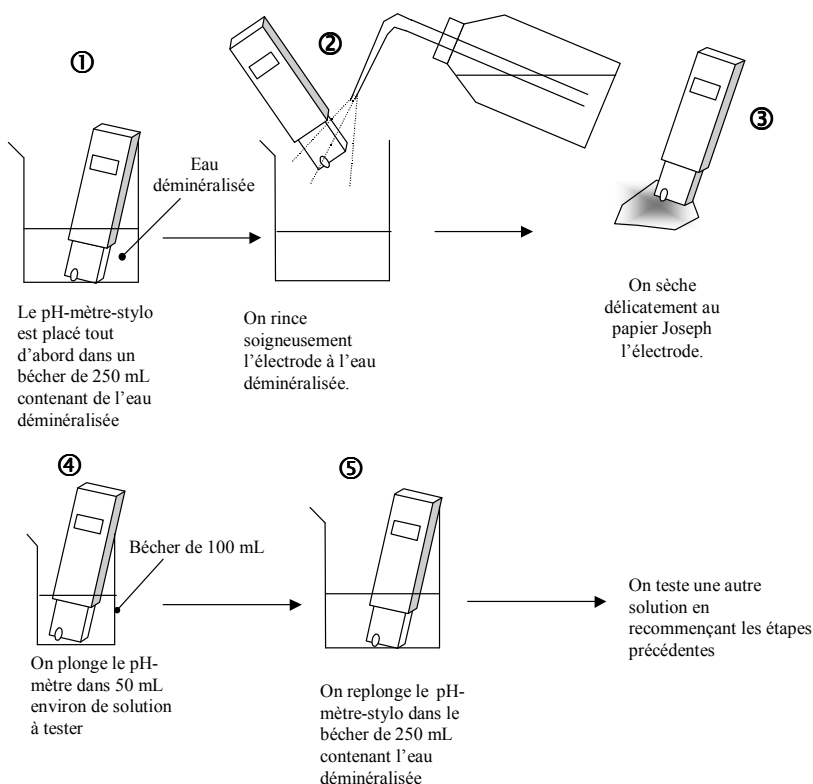
Matériels et produits :

Élève : 1 stylo pH préalablement étalonné, 7 béchers de 100 mL.

de l'eau déminéralisée (dans une pissette), du papier Joseph, du vinaigre (dans un bécher de 100 mL), du jus d'orange (dans un bécher de 100 mL), de l'eau minérale neutre (dans un bécher de 100 mL), de la boisson au cola (dans un bécher de 100 mL), de l'eau de Javel à 15% (dans un bécher de 100 mL).

Les élèves mesurent le pH de quelques solutions à l'aide d'un pH-mètre stylo (utilisation demandant du soin). Ensuite, ils peuvent les classer dans un tableau suivant leur acidité. Les solutions étudiées sont le vinaigre, le jus d'orange, l'eau minérale, la boisson au cola et l'eau de Javel.

Protocole :



Remarque : c'est une manipulation où les élèves doivent suivre les consignes avec rigueur. Les mesures demandent beaucoup de matériel, on peut préparer quelques béchers de 100 mL contenant les solutions à tester et faire des permutations circulaires.

Résultats :

Ils ont été obtenus avec un pH-mètre stylo :

Solution	Vinaigre	Jus d'orange	Eau minérale	Boisson au cola	Eau de Javel
pH	2,2	3,6	7,0	2,1	12,5

Activité 2 : Effet de la dilution sur un acide ou une base.

Compétences développées : Identifier les solutions acides (pH inférieur à 7) et les solutions basiques (pH supérieur à 7)

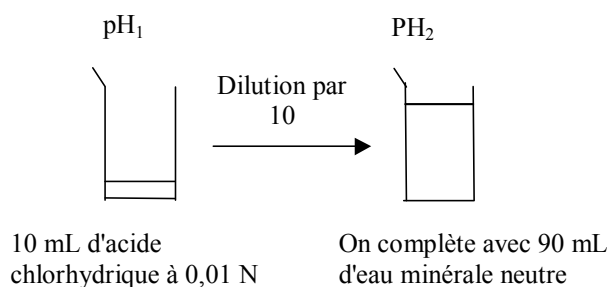
Matériels et produits :

Élève : 1 stylo pH préalablement étalonné, 4 béchers de 100 mL, 2 béchers de 250 mL, 2 béchers de 50 mL, 1 agitateur en verre, 2 pipettes en plastique 3 mL, 1 éprouvette graduée de 10 mL, 1 éprouvette graduée de 50 mL.
Eau minérale neutre (dans sa bouteille), Acide chlorhydrique 10^{-2} N (dans un bécher de 50 mL) soude 10^{-2} N (dans un bécher de 50 mL).

Tout dépend de la nature de l'acide et de la base (fort ou faible). Un acide fort a son pH qui s'élève de une unité quand on le dilue dix fois alors qu'un acide faible a son pH qui s'élève d'une demi unité, à condition de ne pas être trop ou trop peu concentré (de même pour une base avec son pH qui baisse avec la dilution).

Puisque les élèves étudient par la suite l'action de l'acide chlorhydrique et de la soude sur les matériaux, autant utiliser cet acide et cette base forte.

Dans un premier temps, les élèves diluent une solution initiale par dix. Par la suite, ils feront une dilution « infinie ». L'emploi d'eau déminéralisée serait gênante. En effet, l'eau déminéralisée est acide (dioxyde de carbone dissous) et la limite ne serait pas 7 mais 6 (acide !). Il est donc préférable d'utiliser de l'eau minérale qui est neutre. De toute façon, dans la vie courante, on ne dilue jamais avec de l'eau déminéralisée.

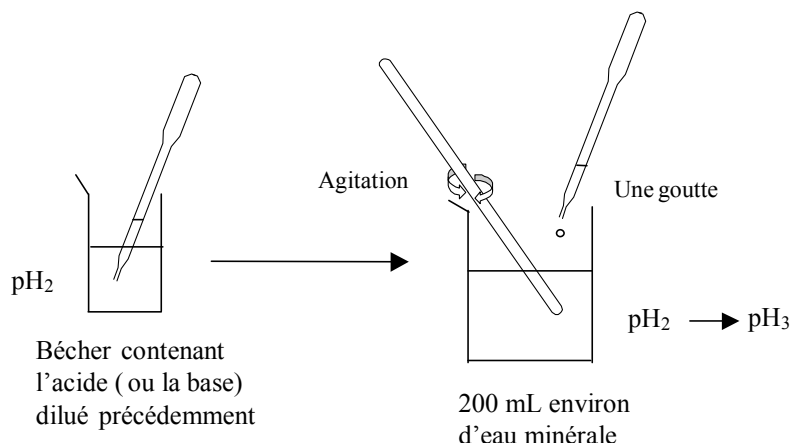


Pour l'acide chlorhydrique, $pH_2 > pH_1$: le pH de la solution acide augmente par dilution.

Pour la soude $pH_2 < pH_1$: le pH de la solution basique diminue par dilution.

Résultats : avec l'acide : $pH_1 = 1,8$ et $pH_2 = 5,4$. On aurait pu s'attendre à un pH de 3 mais les eaux minérales possèdent des ions acides et basiques ce qui entraîne des réactions acido-basiques avec l'acide chlorhydrique. Ce n'est donc pas une simple dilution.

Dans un second temps, les élèves diluent un très grand nombre de fois l'acide ou la base.



Les valeurs de pH se mesurent au pH-mètre stylo (ou au papier indicateur de pH sinon). pH_3 tend vers 7 que ce soit pour la base ou pour l'acide.

Quand on dilue un acide ou une base, la limite est de 7, le pH de l'eau pure (pH théorique bien sûr).

- mettre en évidence le caractère conducteur des solutions acides ou basiques.

Activité 3 : Conductivité des solutions acides et basiques.

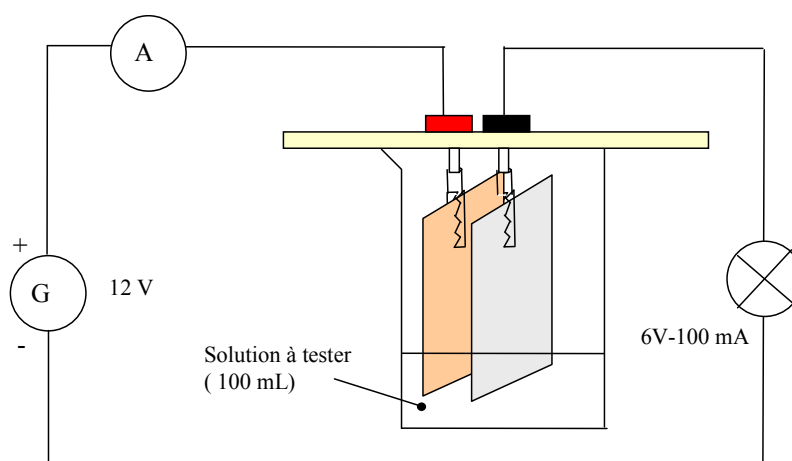
Compétences développées : Connaître la formule des ions H^+ et HO^-

Matériels et produits :

Élève : 1 montage pour électrolyse fait maison (1 bécher de 100 mL et 2 électrodes en inox espacées de 3 cm environ), 1 générateur 6 V, 1 lampe 6V-0.1 A, 2 fils rouges de connexion, 1 fil noir de connexion, 1 multimètre.

du vinaigre, du jus d'orange, de l'eau déminéralisée, de la boisson au cola, de l'eau de Javel 15% (dans un erlenmeyer de 100 mL), de l'acide chlorhydrique 10^{-2} N (dans un erlenmeyer de 125 mL), de la soude 10^{-2} N (dans un erlenmeyer de 125 mL).

Les élèves remarquent la conductivité ou la non conductivité de solutions par l'intermédiaire d'un circuit électrique muni d'un ampèremètre et d'une lampe témoin :



Les solutions qui conduisent le courant électrique sont celles qui contiennent des ions. Parmi tous ces ions, le professeur insiste sur deux ions importants : l'ion hydrogène H^+ et l'ion hydroxyde HO^- .

Plus une solution est acide et plus la concentration en ions hydrogène est importante.

Plus une solution est basique et plus la concentration en ions hydroxyde est importante.

Une solution neutre est une solution qui comporte autant d'ions hydrogène que d'ions hydroxyde mais en assez petite quantité : dans une solution chimiquement neutre (ni acide ni basique), il y a environ 18 ions hydrogène et 18 ions hydroxyde pour 10 milliards de molécules d'eau.

Résultats :

Solution	Intensité du courant (mA)	État de la lampe
Acide chlorhydrique	83	Brille
Vinaigre	61	Brille
Coca Cola	48	Brille
Jus d'orange	86	Brille
Eau déminéralisée	0,1	Ne brille pas
Eau de Javel	130	Brille fortement
Soude	62	Brille

- lire des pictogrammes de sécurité

Activité 4 : Pictogrammes de sécurité

Compétences développées : savoir que des produits acides ou basiques concentrés présentent un danger







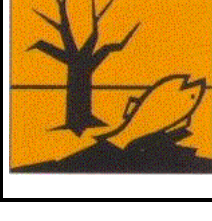
Matériels et produits :

Professeur : de l'aluminium en poudre (dans son emballage d'origine), du zinc en poudre (dans son emballage d'origine), du chlorure de calcium (dans son emballage d'origine), de l'oxyde de calcium (dans son emballage d'origine), du chlorure de fer III (dans son emballage d'origine), de l'acide chlorhydrique commercial 33% (dans son emballage d'origine), de l'ammoniaque commercial 20% (dans son emballage d'origine), de la soude commerciale (dans son emballage d'origine), de l'acétone commerciale (dans son emballage d'origine), de l'alcool à brûler (dans son emballage d'origine), de l'anhydride acétique (dans son emballage d'origine), du dichromate de potassium (dans son emballage d'origine).

Le professeur présente des substances avec leur emballage et explique les différents pictogrammes de sécurité.

Symboles utilisés sur les étiquettes

Les substances utilisées comme support à la démonstration des étiquettes sont rajoutées en gras dans la dernière colonne du tableau.

Signification	Symbole	Description des risques	Exemples
Toxique T Très Toxique T+		Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques.	Méthanol, benzène, phénol, naphthaline, Phosphore blanc, sulfure d'hydrogène, cyanure d'hydrogène à plus de 7%. dichromate de potassium (T+)
Nocif Xn Irritant Xi		Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques. Produits non corrosifs qui en cas de contact ou d'inhalation peuvent provoquer une irritation de la peau et des voies respiratoires, une inflammation des yeux.	Dichlorométhane, trichloréthylène, térébenthine, Bichromate de potassium, eau de Javel diluée, ammoniaque entre 5 et 10 %. Chlorure de calcium (Xi), Chlorure de fer III (Xn) Ammoniaque commercial 20% (Xn)
Facilement inflammable F Extrêmement inflammable F+		Produits pouvant s'enflammer facilement en présence d'une source d'inflammation à température ambiante (< 21°C) Produits pouvant s'enflammer très facilement en présence d'une source d'inflammation même en dessous de 0°C.	Acétone, éthanol, eau écarlate Acétylène, éther diéthylique, insecticides en bombe.. Aluminium en poudre (F), Zinc en poudre (F), Alcool à brûler (F), Acétone commerciale (F)
Comburant O		Produits pouvant favoriser ou activer la combustion d'une substance combustible. Au contact de matériaux d'emballage (papier, carton, bois) ou d'autres substances combustibles, ils peuvent provoquer un incendie.	Acide nitrique à 70 % et plus, peroxydes, oxydes de chrome VI, dés-herbants (chlorate de soude).
Corrosif C		Produits pouvant exercer une action destructive sur les tissus vivants.	Acide chlorhydrique à 25 % et plus, acide phosphorique à plus de 25 %, eau de Javel concentrée, ammoniaque à plus de 10 %. Oxyde de calcium, Acide chlorhydrique commercial 33% Soude commerciale Anhydride acétique
Explosif E		Ce sont des liquides ou des solides capables d'exploser sous l'action d'un choc, d'un frottement, d'une flamme ou de chaleur.	Nitoglycerine, butane, propane dans un certain pourcentage de mélange avec l'air, TNT (trinitrotoluène).
Dangereux pour l'Environnement N		Produits qui peuvent présenter un risque immédiat ou différé pour une ou plusieurs composantes de l'environnement (càd capables, par exemple de causer des dommages à la faune, à la flore ou de provoquer une pollution des eaux naturelles et de l'air).	Lindane (pesticide), tétrachlorure de carbone.

- réactions chimiques de l'acide chlorhydrique avec le fer et le zinc, mise en évidence des produits de réaction.

Activité 5 : Réactions de l'acide chlorhydrique avec les métaux usuels.

Compétences développées : réaliser une réaction entre un métal et une solution acide et reconnaître un dégagement de dihydrogène. Mettre en œuvre des critères pour reconnaître une réaction chimique. Distinguer réactifs et produits.

Matériels et produits :

Élève : 6 tubes à essai 18 mL, 1 support de tube à essais, 2 bouchons N°1, 1 bâton de verre, des allumettes, 2 pots en verre, des lunettes de protection, des gants jetables en plastique, de la laine d'acier N°000 (environ 0,6 g dans 1 pot en verre), du zinc en grenaille (environ 1 g dans un pot en verre), de l'acide chlorhydrique 4N (dans un flacon bouchon casquette), de la solution de nitrate d'argent 0,05 N (dans un flacon compte-gouttes), de la soude 1N (dans un flacon compte goutte).

Professeur : des tubes à essais et un support, de l'aluminium en poudre, du cuivre en copeaux, de l'acide chlorhydrique 4N, des allumettes.

La cinétique de l'attaque du fer et du zinc par l'acide chlorhydrique dépend de beaucoup de facteurs notamment la surface du métal et la concentration de l'acide. Il est très difficile d'obtenir des résultats parfaitement reproductibles. Pour une attaque convaincante, il faut préparer de l'acide chlorhydrique 4N à partir d'une solution commerciale à 33%. Pour l'attaque du fer, il est nécessaire d'utiliser de la laine d'acier N°000 (très fine) pour observer significativement une attaque et une augmentation (légère) de pH au bout de quelques jours.

La manipulation n'est pas sans risque car l'acide est à une concentration assez élevée. Le port de lunettes et de gants s'impose.

Le point délicat est la mise en évidence de l'augmentation de pH pendant la réaction chimique. Pour cela, il faut choisir le fer et le zinc en excès :

Le professeur montre que l'aluminium réagit avec l'acide chlorhydrique (même violemment) mais pas le cuivre qui est désigné par le nom de métal noble.

Attaque du fer par l'acide chlorhydrique : $\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$

Avec $[\text{H}^+] = 4 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_{\text{H}^+} \approx 4 \text{ mL}$ (3 cm en hauteur dans un tube 18 mL), la masse de fer dans les proportions stœchiométriques est de 0,45 g. Une masse de 0,6 g de laine d'acier est donc nécessaire pour que le fer soit en excès et prévoir une marge de sécurité suffisante.

Attaque du Zinc par l'acide chlorhydrique : $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

Avec $[\text{H}^+] = 4 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_{\text{H}^+} \approx 4 \text{ mL}$ (3 cm en hauteur dans un tube 18 mL), la masse de zinc dans les proportions stœchiométriques est de 0,528 g. Une masse de 1 g de zinc est donc nécessaire pour que le zinc soit en excès et prévoir une marge de sécurité suffisante.

La consommation de laine d'acier (donc de fer) ou de zinc s'interprète par l'observation à l'œil de la diminution en volume de ces métaux au bout de trois jours.

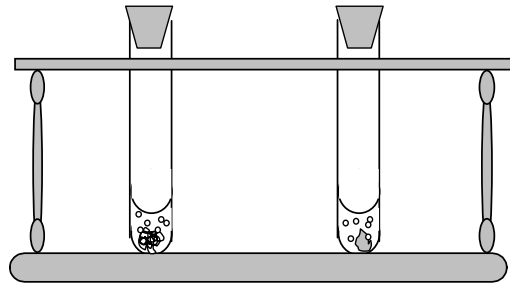
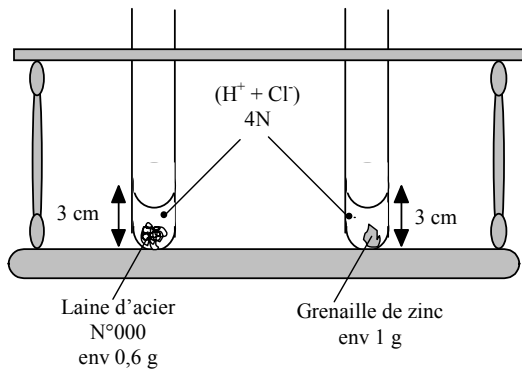
La consommation d'ions hydrogène s'interprète par la mesure de l'augmentation de pH au bout de trois jours.

La formation de dihydrogène s'interprète par l'observation de l'aboiement à la flamme.

La formation d'ions fer II ou zinc s'interprète par des réactions de précipitation avec la soude. La présence des ions chlorure, simples spectateurs s'interprète par la réaction de précipitation avant et après avec une solution de chlorure d'argent.

Déroulement des manipulations :

* Attaque du fer et du zinc par l'acide chlorhydrique.



On observe une effervescence.

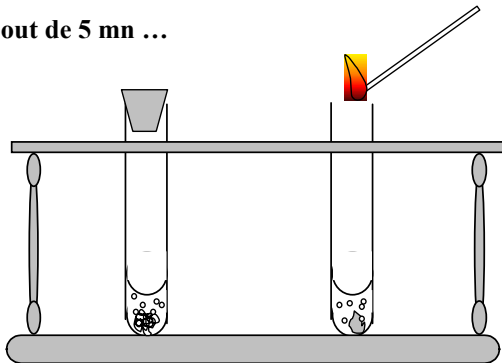
On pose un bouchon sur chaque tube **sans appuyer !**

**Qu'est-ce qui a disparu ? Quels sont les produits ?

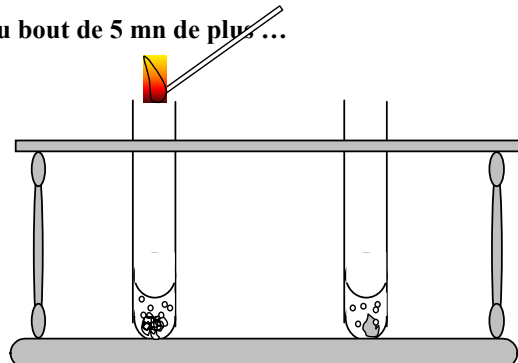
Remarque :

Cette

Au bout de 5 mn ...



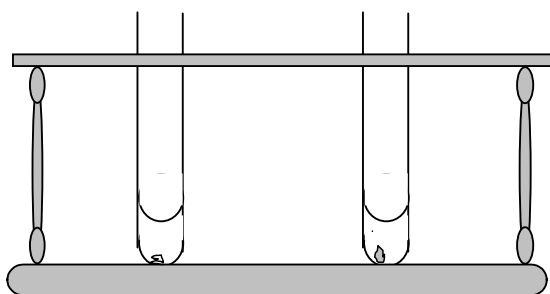
Au bout de 5 mn de plus ...



On retire le bouchon et aussitôt on plonge la flamme d'une allumette dans le tube à essai contenant le zinc : un aboiement se fait entendre : du dihydrogène s'est formé.

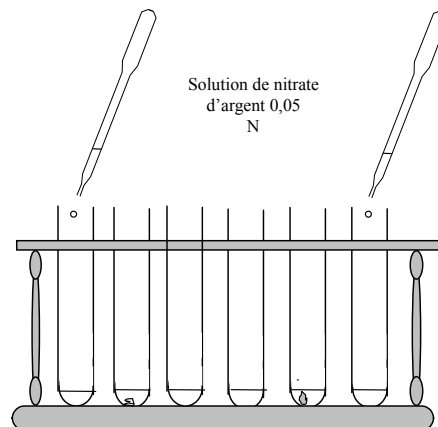
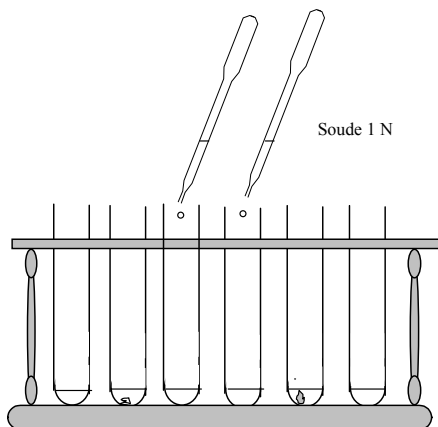
On retire ensuite l'autre bouchon et en même temps on plonge la flamme d'une allumette dans le tube contenant le fer (la laine d'acier) : du dihydrogène s'est formé.

manipulation est assez délicate pour nos élèves. Ces expériences sont capricieuses et on n'entend pas toujours l'aboiement à la flamme (petite explosion). Il faut absolument que l'élève coordonne ses mouvements. Il doit retirer le bouchon et en même temps plonger la flamme de l'allumette (il doit s'entraîner à vide pour commencer). Le bouchon ne doit surtout pas être enfoncé, sinon il risque de « sauter » poussé par le dihydrogène formé.



Mesure du pH avec un papier indicateur de pH.
On mesure le pH des solutions dans chaque tube : il a augmenté : de l'acide chlorhydrique a disparu.

On observe que la laine d'acier et le zinc ont diminué de volume : du fer et du zinc ont disparu



On répartit dans deux nouveaux tubes à essais la solution après réaction chimique pour chaque métal. On fait le test à la soude. Un précipité verdâtre apparaît avec le fer (présence d'ions fer II). Un précipité blanc apparaît avec le zinc (présence d'ions zinc).

On fait le test au nitrate d'argent, on obtient un précipité blanc (présence d'ions chlorure).

Il s'est donc formé du chlorure de fer II pour le fer et du chlorure de zinc pour le zinc. Les élèves peuvent remplir au fur et à mesure des manipulations le tableau suivant :

Réaction entre :	RÉACTIFS		PRODUITS	
	Observations	Interprétations	Observations	Interprétations
Fer et acide chlorhydrique	Le fer diminue de volume	Du fer disparaît	Apparition d'une effervescence : Aboiement à la flamme	Du dihydrogène apparaît
	Le pH diminue	De l'acide chlorhydrique disparaît	Précipité verdâtre avec le test à la soude	Des ions fer II apparaissent
			Précipité blanc avec le test au nitrate d'argent	Présence d'ions chlorure
				Il y a formation de chlorure de fer II
Zinc et acide chlorhydrique	Le zinc diminue de volume	Du zinc disparaît	Apparition d'une effervescence : Aboiement à la flamme	Du dihydrogène apparaît
	Le pH diminue	De l'acide chlorhydrique disparaît	Précipité blanc avec le test à la soude	Des ions zinc apparaissent
			Précipité blanc avec le test au nitrate d'argent	Présence d'ions chlorure
				Il y a formation de chlorure de zinc

Les élèves peuvent tout de suite écrire les réactions chimiques en utilisant les symboles + et → :
 zinc + acide chlorhydrique → dihydrogène + chlorure de zinc

- réactions chimiques de l'aluminium avec la soude (expérience professeur).

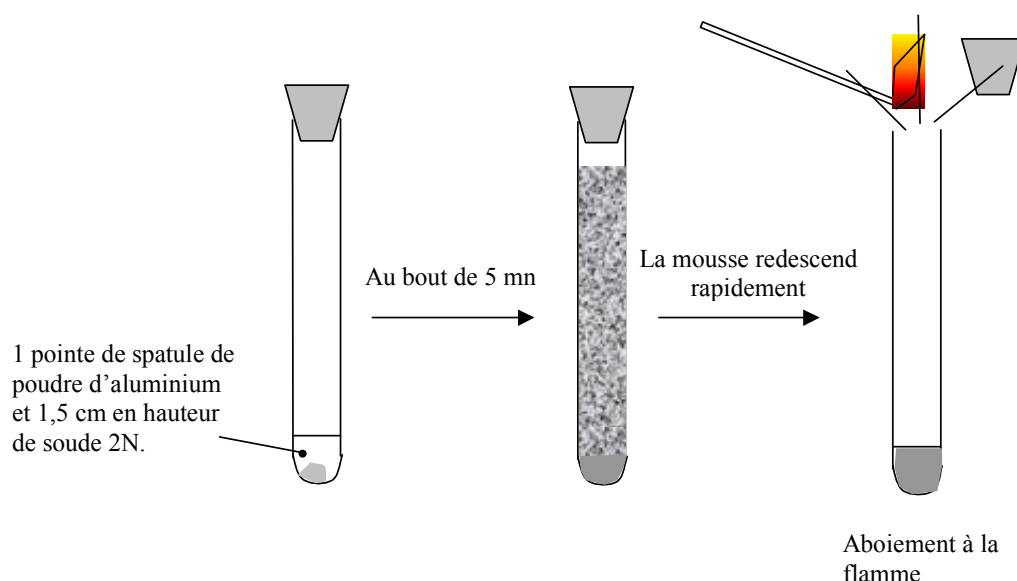
Activité 6 : Réaction de l'aluminium avec la soude.

Compétences développées : Identifier les solutions acides (pH inférieur à 7) et les solutions basiques (pH supérieur à 7). Mettre en œuvre des critères pour reconnaître une réaction chimique. Distinguer réactifs et produits.

Matériels et produits :

Professeur : 1 gros tube à essais, 1 support de tube à essais, 1 bouchon N°3, des lunettes de protection, des gants jetables en plastique, de l'aluminium en poudre, de la soude 2N (dans un flacon).

Le professeur présente l'attaque de l'aluminium (en poudre) par la soude. C'est une réaction surprenante car au début, il semble que rien ne se passe (en fait, il y a dissolution de la couche d'alumine) puis la réaction s'emballe faisant beaucoup de mousse pouvant déborder largement du tube si la quantité d'aluminium introduite initialement est trop importante. Pour une réaction spectaculaire sans danger (mousse qui monte presque en haut du tube), il faut pour 1,5 cm en hauteur de soude, mettre une pointe de spatule de poudre d'aluminium (une pointe de spatule).



- absence de réaction observable de certaines matières plastiques et du verre avec l'acide chlorhydrique et la soude.

Activité 7 : Comportement des plastiques et des verres avec l'acide chlorhydrique et la soude.

Compétences développées : Être conscient de la pollution engendrée par l'abandon de matériaux non dégradables.

Matériels et produits :

Élèves : 1 morceau de PVC, 1 morceau de PE, 1 morceau de PET, 1 morceau de polystyrène, de l'acide chlorhydrique 0,1N (dans un flacon), de la soude 0,1 N (dans un flacon), 1 support de tubes à essais, 4 tubes à essais 18 mL.

Dans les tubes à essais, les élèves mettent des échantillons de plastique, il n'y a pas de réaction observable. En général, les plastiques ne réagissent pas avec les solutions acides ou basiques, ils sont donc difficilement dégradables.

Commentaires : En fait, il y a des plastiques qui réagissent avec certains solvants acides ou basiques. Le tableau suivant est évocateur :

	Acides		Bases	
	Faibles	Forts	Faibles	Fortes
Polyéthylène (basse pression)	R	R*	T	R
Polyéthylène (haute pression)	T	R*	T	T
Polypropylène	T	R*	T	T
Polystyrène	T	R*	T	T
Polytétrafluoroéthylène (Téflon)	T	T	T	T
Polycarbonate	R	A	M	A
Chlorure de polyvinyle (PVC)	R	R*	R	R
Nylon	R	A	R	M

Légende : A : attaque
M : résistance moyenne
R : résistant
R* : résistant sauf en milieu oxydant
T : très résistant

• **Comment mettre en évidence les ions présents dans le milieu avant et après ces réactions ?**

- mettre en évidence la présence d'ions chlorures et d'ions métalliques par des réactions de précipitation.

Activité 8 : Constituants de la soude et de l'acide chlorhydrique

Compétences développées : Citer les constituants d'une solution d'acide chlorhydrique et d'une solution de soude. Connaître les formules des ions H^+ , HO^- , Cl^- , Na^+ .

Matériels et produits :

Élèves : 1 tube à essais 18 mL, 1 support de tubes à essais, 2 béchers de 100 mL, 1 fil de cuivre, 1 pince en bois, 1 bec Bunsen, de l'acide chlorhydrique 0,1 N (dans un bécher), de la soude 0,1 N (dans un bécher), de la solution de nitrate d'argent 0,05 N (dans un flacon compte goutte), du papier indicateur de pH, 1 verre de montre, 1 agitateur en verre.

Pour déterminer la formule chimique de l'acide chlorhydrique, les élèves mesurent le pH et font le test au nitrate d'argent. ($H^+ + Cl^-$). Pour déterminer la formule chimique de la soude, les élèves mesurent le pH et font le test à la flamme donnant une coloration jaune montrant la présence de l'ion métallique sodium ($Na^+ + HO^-$)

Activité 9 : Tests de reconnaissance d'ions métalliques.

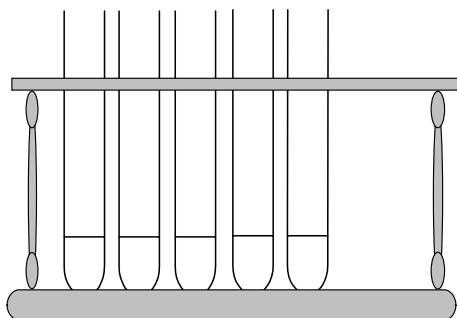
Compétences développées : Connaître les formules des ions Zn^{2+} , Cu^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , et Fe^{3+}

Matériels et produits :

Élèves : 5 tubes à essais 18 mL, 1 support de tubes à essais, de la solution de chlorure de zinc 0,1 N (dans un flacon de 120 mL), de la solution de sulfate de cuivre 0,1 N (dans un flacon de 120 mL), de la solution de sulfate d'aluminium 0,1 N (dans un flacon de 120 mL), de la solution de d'ammonium sulfate de fer II 0,1N (dans un flacon de 120 mL), de la solution d'ammonium sulfate de fer III à 0,1 N (dans un flacon de 120 mL), de la soude 1N (dans un flacon compte goutte), de l'ammoniaque 3N (dans un flacon compte goutte).

On veut faire le test des ions métalliques suivants : l'ion zinc (Zn^{2+}), l'ion cuivre II (Cu^{2+}), l'ion aluminium (Al^{3+}), l'ion fer II (Fe^{2+}) et l'ion fer III(Fe^{3+}).

L'élève reçoit une solution qui contient des espèces chimiques qu'il faut identifier (en lisant l'étiquette où apparaît le nom de la solution et sa formule). Il doit ensuite remplir un tube au bon emplacement :



Solution contenant : Zn^{2+} Cu^{2+} Al^{3+} Fe^{2+} Fe^{3+}

Les élèves peuvent compléter le tableau suivant :

Ion métallique	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Al^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Réactif	Soude	Soude	Soude	Soude	Soude
Observations					

Remarque : Il y a ambiguïté entre l'ion zinc et l'ion aluminium car ils donnent tous deux un précipité blanc avec la soude. Les élèves peuvent distinguer ces deux ions en ajoutant de l'ammoniaque car le précipité obtenu avec le zinc se dissout dans l'ammoniaque.

Résultats :

Ion métallique	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Al^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Réactif	Soude	Soude	Soude	Soude	Soude
Observations	Précipité blanc (qui se dissout dans l'ammoniaque)	Précipité bleu	Précipité blanc	Précipité verdâtre	Précipité brun rouille

Voici comment peuvent se préparer les différentes solutions :

Pour **100 mL** de solution (on dissout le solide dans un peu d'eau et on complète à 100 mL avec une fiole jaugée)
Les solides sont choisis pour une toxicité minimum. Cela peut compliquer la formule en solution aqueuse.

Solution de chlorure de zinc 0,1 N	$(\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cl}^-)$	2,9 g de ZnCl_2 (cristaux blancs déliquescents)
Solution de sulfate de cuivre 0,1 N	$(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$	2,5 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (cristaux bleu)
Solution de sulfate d'aluminium 0,1 N	$(3 \text{Al}^{3+} + 2 \text{SO}_4^{2-})$	3,3 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$
Solution d'ammonium fer II sulfate 0,1N	$(\text{Fe}^{2+} + 2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{SO}_4^{2-})$	3,9 g de $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (cristaux bleu-vert)
Solution d'ammonium fer III sulfate 0,1 N	$(\text{Fe}^{3+} + \text{NH}_4^+ + 2 \text{SO}_4^{2-})$	4,8 g de $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (cristaux violet pâle)
Ammoniaque 3M		25,5 g de solution à 20 %

A3 Les matériaux dans l'environnement : les pluies acides

• Origine des pluies acides

- Mesure du pH d'une solution saturée de dioxyde de carbone

Activité 10 : Mesure du pH d'une eau minérale pétillante.

Compétences développées : Identifier les causes et les conséquences d'un phénomène concernant l'environnement.
Discuter des bases scientifiques de la responsabilité humaine quant aux conséquences des activités humaines.

Matériel et produits :

Élève : 1 bécher de 100 mL, 1 pH-mètre stylo, 1 petite bouteille d'eau minérale pétillante.

Les élèves mesurent le pH de l'eau pétillante, ils trouvent une valeur de 6. Donc le dioxyde de carbone produit par les activités humaines n'est pas responsable des pluies acides car par définition, une pluie est acide quand son pH est inférieur à 5,6.

Cependant, le dioxyde de carbone dissous dans l'eau pétillante rend cette boisson acide. Donc les pluies acides résultent de la dissolution de certains gaz ou de la dilution d'aérosols.

- Combustions du carbone et du soufre dans l'air et le dioxygène ; mise en solution des gaz produits ; mesure du pH des solutions obtenues.

Activité 11 : Combustion du carbone et du soufre.

Compétences développées : Identifier les causes et les conséquences d'un phénomène concernant l'environnement.
Discuter des bases scientifiques de la responsabilité humaine quant aux conséquences des activités humaines.

Matériel et produits :

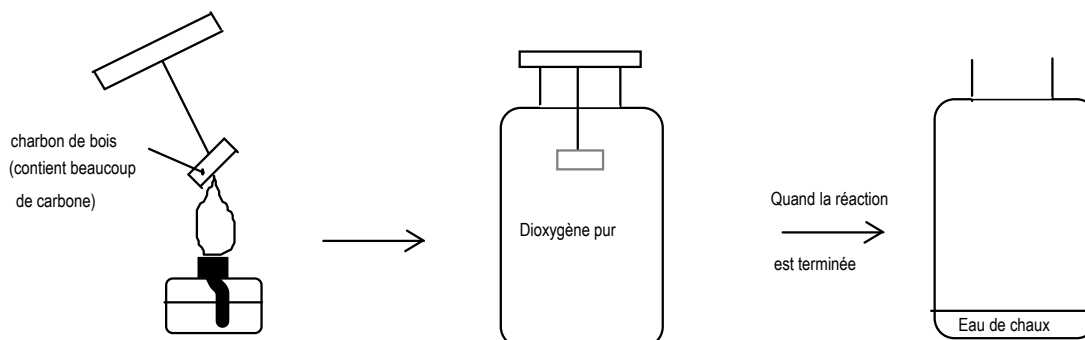
Élève : 1 baguette de verre, 1 soucoupe, 1 bécher de 250 mL, du papier indicateur de pH avec son échelle de couleurs, 2 morceaux de fusain (environ 0,1 g chacun), 2 flacons à combustion de 0,5 L munis d'un bouchon de liège et d'une pince crocodile, 1 lampe à alcool, de l'eau déminéralisée (environ 50 mL dans le bécher de 100 mL), de l'eau de chaux, du dioxygène en bouteille.

Professeur : 1 bécher de 100 mL, 1 bécher de 250 mL, 1 bande de papier filtre (10 cm* 3 cm), 1 hotte aspirante, 1 lampe à alcool, 1 flacon à combustion 0,5 L muni d'un bouchon de liège et d'une pince crocodile, du plastique alimentaire « film fraîcheur », du soufre en mèche (environ 0,7 g), de l'eau déminéralisée (environ 100 mL dans le bécher de 250 mL), 1 solution de permanganate de potassium fraîchement préparée 0,05N (environ 50 mL dans le bécher de 100 mL).

Combustion du carbone par les élèves :

* Mise en évidence du dioxyde de carbone formé

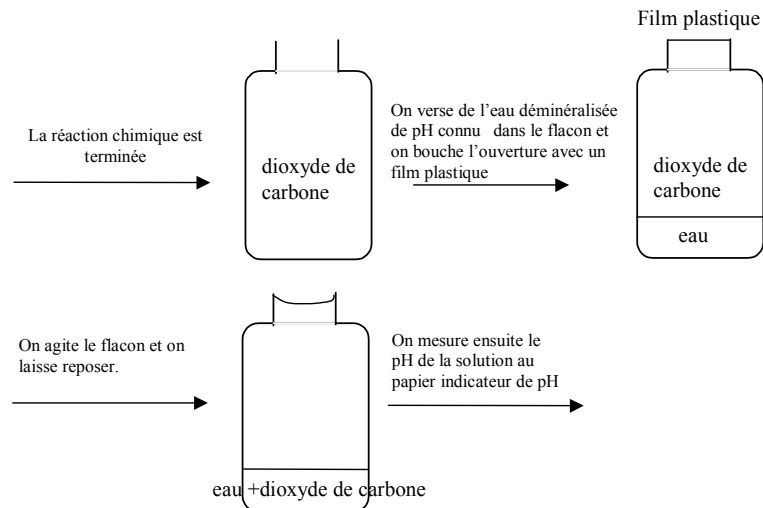
Les élèves connaissent cette réaction chimique car elle est vue en classe de quatrième. On peut alors leur demander de mettre au point d'une façon autonome le protocole suivant :



La combustion est plus vive dans le dioxygène pur **car** c'est le dioxygène qui réagit avec le carbone. L'eau de chaux se trouble, **donc** il s'est formé du dioxyde de carbone.

** Mise en évidence de la dissolution du dioxyde de carbone dans l'eau la rendant acide.

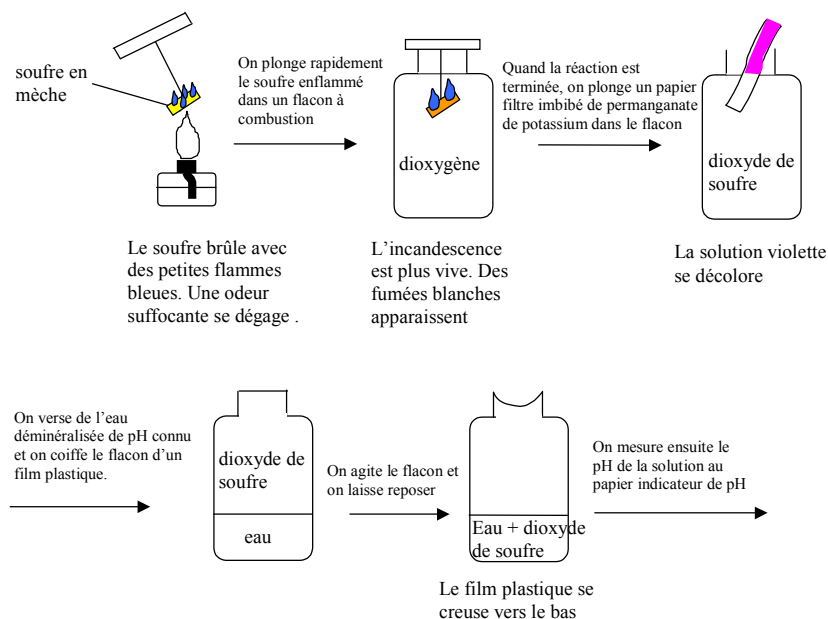
Les élèves recommencent la combustion du carbone dans le dioxygène. Ils mesurent le pH de l'eau déminéralisée qu'ils mettent ensuite dans le flacon à combustion une fois la réaction chimique terminée. Ils coiffent ensuite l'ouverture d'un film plastique alimentaire et agitent le flacon.



Le film plastique s'incurve vers l'intérieur du flacon **car** du dioxyde de carbone s'est dissous dans l'eau. Le pH de l'eau a diminué : la dissolution du dioxyde de carbone est responsable de cette acidité.

Combustion du soufre par le professeur

Le professeur réalise la combustion du soufre dans l'air (sous hotte si possible) et fait remarquer qu'il sent une odeur suffocante : il s'est formé un gaz mais incolore (il ne se voit pas). Le soufre enflammé est alors rapidement plongé dans un flacon à combustion rempli de dioxygène. Le soufre brûle plus vivement (donc il réagit avec le dioxygène) avec une plus grande flamme bleue. Des fumées blanches apparaissent. Un morceau de papier filtre imbibé d'une solution de permanganate de potassium que l'on plonge dans le flacon se décolore : le gaz mis en évidence est le dioxyde de soufre. Ensuite, le professeur met un peu d'eau dans le flacon, le coiffe avec un film plastique et l'agite. On peut observer que le film se creuse : le dioxyde de soufre s'est dissous dans l'eau. Le pH de cette eau est acide : la dissolution du dioxyde de soufre dans l'eau rend l'eau acide.



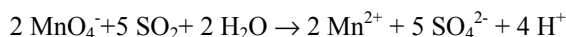
La combustion du soufre contenu dans les combustibles (gazole, fioul, charbon, ...) libère dans l'atmosphère du dioxyde de soufre qui se dissout dans l'eau formant de l'acide sulfurique : ce sont les eaux acides.

Remarques :

Le dioxyde de carbone est moyennement soluble (0,9 litres gazeux à 20°C pour 1 litre d'eau) alors que le dioxyde de soufre est bien plus soluble (42,3 litres gazeux à 20°C pour 1 litre d'eau).

La combustion du soufre dans l'air produit du dioxyde de soufre (SO₂) alors que la combustion dans le flacon rempli de dioxygène produit du dioxyde de soufre et du trioxyde de soufre (SO₃) qui sont les fumées blanches que l'on observe.

L'équation bilan de la réaction chimique entre le dioxyde de soufre et l'ion permanganate est :



Préparation du permanganate de potassium à 0,05N : pour 100 mL de solution, dissoudre 0,8 g de KMnO₄ (cristaux violets).

Résultats :

Combustion du soufre :

pH (eau avant) = 7 pH (eau après) = 2 : le dioxyde de soufre acidifie l'eau en se dissolvant et peut être responsable des pluies acides.

Activité 12 : Pollution par des voitures à essence

Compétences développées : Identifier les causes et les conséquences d'un phénomène concernant l'environnement.

Discuter des bases scientifiques de la responsabilité humaine quant aux conséquences des activités humaines.

Matériel et produits :

Élève : 1 erlenmeyer de 250 mL, de l'eau déminéralisée (100 mL dans l'erlenmeyer), 1 pH-mètre stylo, 1 bécher de 100 mL, des bandelettes-test des ions nitrates, 1 tube de gaz butane-propane usagé muni d'un tube de verre à chaque extrémité dont l'un est fixé à un bouchon N°11 2 trous.

Professeur : Une voiture sans pot catalytique.

Le professeur met en marche le moteur d'une voiture sans pot catalytique et un élève fait barboter les gaz d'échappement dans l'eau par l'intermédiaire du tuyau. Une mesure de pH montre que l'eau est plus acide. Un test aux bandelettes montre qu'il y a présence d'ions nitrate résultat de la mise en solution d'un gaz libéré par le pot d'échappement : le dioxyde d'azote. Sa dissolution dans l'eau donne de l'acide nitrique.

Résultats :

Le pH passe de 6,8 à 5,0
[NO₃⁻] = 10 mg/L

- Étude du principe de fonctionnement d'un pot catalytique transformant les oxydes d'azote en diazote.

Activité 13 : Rôle d'un pot catalytique.

Compétences développées : Identifier les causes et les conséquences d'un phénomène concernant l'environnement.
Discuter des bases scientifiques de la responsabilité humaine quant aux conséquences des activités humaines.

Matériel et produits :

Professeur : 3 erlenmeyers de 250 mL, 1 solution acidifiée de permanganate de potassium $1,26 \cdot 10^{-4} \text{ N}$ (environ 100 mL dans chaque erlenmeyer), 1 tube de gaz butane-propane usagé muni d'un tube de verre à chaque extrémité dont l'un est fixé à un bouchon N°11 2 trous, 1 ancien pot d'échappement, 1 pot catalytique, 1 voiture sans pot catalytique, 1 voiture avec pot catalytique

Le professeur montre d'abord un pot simple puis un pot avec catalyseur.

Le professeur récupère les gaz issus d'une voiture sans pot catalytique puis d'une voiture avec un pot catalytique. Les gaz barbotent dans la solution de permanganate de potassium acidifiée. Dans le premier cas, les gaz décolorent la solution (présence de NO_x) dans l'autre cas non. (Les oxydes d'azote ont été transformés en diazote).

Remarques :

La solution de permanganate de potassium est préparée en dissolvant 0,2 g de cristaux solides dans 100 mL de solution. La solution est ensuite diluée 100 fois (utilisation d'une pipette jaugée) puis acidifiée avec de l'acide sulfurique pur (1 mL dans 100 mL de solution).

Pour un résultat rapide, il faut bien faire chauffer le moteur avant de faire barboter les gaz.

Un catalyseur est un produit qui augmente la vitesse de réaction chimique sans participer au bilan réactionnel. C'est l'un des remèdes pour limiter les émissions polluantes dues à l'automobile. Les catalyseurs permettraient en effet, de diminuer de 70 à 90 % les émissions de CO, NO_x et hydrocarbures. Le pot catalytique agit alors comme un filtre chimique ; il est fait en céramique poreuse (pour résister aux hautes températures, recouvert de métaux précieux et coûteux tels que : le platine, le palladium ou le rhodium. Comme ils sont très sensibles à la présence de plomb, l'utilisation d'essence sans plomb est obligatoire : même à l'état de trace, sous forme vapeur ou solide, le plomb vient recouvrir les métaux rares, réduisant alors la surface de contact du catalyseur, abrégant sérieusement la durée de vie du pot catalytique.

Le rôle du pot catalytique est de transformer les trois principaux polluants issus des gaz d'échappement (CO, NO_x et hydrocarbures imbrûlés) en vapeur d'eau (H_2O), dioxyde de carbone (CO_2) et diazote (N_2). Les pots catalytiques deviennent actifs dès que la température du moteur atteint 250°C , donc moins d'une minute après le démarrage.

Depuis le 1^{er} octobre 1993 les pots catalytiques sont obligatoires pour les voitures neuves. Si l'on compare les émissions d'une voiture neuve achetée en 1993 à celle d'un véhicule neuf en 1977, on compte environ 93% de monoxyde de carbone et 85% d'hydrocarbures et d'oxydes d'azote en moins.

- Dépollution des rejets industriels gazeux : le stripping

- Expérience montrant que le barbotage d'un gaz susceptible d'engendrer une solution aqueuse acide dans une solution basique a un effet neutralisant.

Activité 14 : Principe du chaulage

Compétences développées : Identifier les causes et les conséquences d'un phénomène concernant l'environnement.
Discuter des bases scientifiques de la responsabilité humaine quant aux conséquences des activités humaines.

Matériel et produits :

Élèves : du papier indicateur de pH, de la chaux éteinte (dans un pot en verre), 1 bécher de 100 mL

Professeur : du soufre en mèche (environ 0,7g), 1 flacon à combustion 1 L, 1 hotte aspirante, de l'eau déminéralisée (environ 100 mL dans un bécher de 250 mL), du dioxygène en bouteille.

Le professeur brûle du soufre dans le dioxygène pour former du dioxyde de soufre. Il le dissout dans l'eau et distribue la solution obtenue aux élèves. La solution obtenue est évidemment acide. En ajoutant de la chaux, la solution devient neutre. L'acide a été neutralisé.

