

Notions de solutions

Situation – problème

Keur Mbouki, village situé sur le bras de mer le Saloum, tire l'essentiel de ses revenus de la vente de sel produit localement. Chaque année, pendant la saison sèche, la forte chaleur évapore progressivement l'eau de mer qui laisse alors se déposer une épaisse couche de sel. La population récolte le sel de l'eau saturée restante. L'apparition des nuages annonçant l'hivernage inquiète toujours ces populations car dès les premières pluies le sel disparaît pour de longs mois encore.

- 1 - Indiquer les deux constituants de cette "eau" de mer.
- 2 - Pourquoi le sel ne se dépose-t-il que pendant la saison sèche ?
- 3 - Que font les premières pluies pour faire disparaître le sel ?

1 - Mélanges et solutions

1-1 Procédons à quelques mélanges.

{ eau + sel : dissolution du sel => **mélange homogène** = eau salée.

{ lait + sucre : dissolution du sucre => **mélange homogène** = lait sucré.

{ eau + huile => mélange hétérogène : émulsion.

L'eau salée et le lait sucré sont des **mélanges homogènes** : ce sont **des solutions**.

Le mélange eau + huile est un mélange hétérogène : ce n'est pas une solution.

1-2 Définition d'une solution.

Une solution est un mélange homogène.

N.B. les solutions sont souvent à l'état liquide mais on peut aussi parler de solutions solides (alliages) et de solutions gazeuses (l'air).

1-3 Composition d'une solution.

Une solution est constituée de deux parties :

{ Le corps dissous appelé **soluté** : sel, sucre...

{ Le corps qui dissout appelé **solvant** : eau, lait...

N.B. Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.

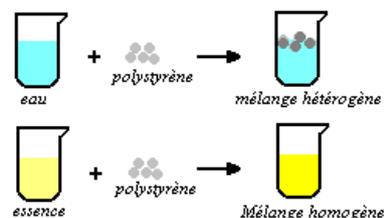
2 - La solubilité.

2-1 Aspect qualitatif.

Le polystyrène est insoluble dans l'eau mais soluble dans l'essence.

La solubilité d'un corps peut être considérée comme son aptitude à se dissoudre dans un autre.

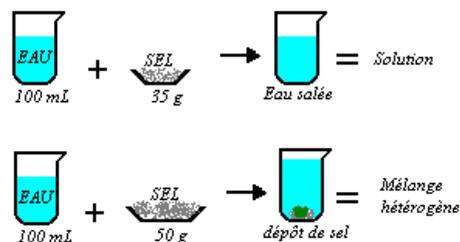
Exemple : les graisses sont solubles dans le tétrachlorure de carbone CCl_4 .



2-2 Aspect quantitatif.

Un soluté n'est pas indéfiniment soluble dans un solvant. La quantité maximale soluble de tout soluté est sa solubilité ; elle dépend de la température.

Exemple : la solubilité du chlorure de sodium (sel de cuisine) est de 350 g/L d'eau à 20°C.



3 - Qualités d'une solution.

3-1 Solution saturée.

Une solution est saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre le soluté. Tout rajout de soluté se traduit par un dépôt.

3-2 Solution non saturée.

Une solution est dite non saturée si le solvant peut encore dissoudre du soluté.

3-3 Solution concentrée.

Une solution concentrée est une solution plus ou moins proche de la solution saturée. Pour mieux l'apprécier, il est nécessaire de connaître la quantité de soluté par rapport à celle du solvant. On définit alors une grandeur caractéristique de toute solution : sa **concentration C**.

N.B. On évalue la quantité :

$\left. \begin{array}{l} \{ \text{de soluté en grammes ou en moles} \\ \{ \text{de solvant en litres.} \end{array} \right\}$

4 - La concentration d'une solution

4-1 Concentration massique.

La concentration massique **C** d'une solution est la masse **m** de soluté par volume **v** de solution. Elle est exprimée en $g/L = gL^{-1}$

$$C = \frac{m}{v}$$

N.B. La concentration molaire d'un soluté **A** dans une solution donnée est notée : **[A]**

La concentration molaire d'une solution est aussi appelée sa **molarité M**. Exemple Une solution molaire ou de molarité 1 M est une solution de concentration 1 molL^{-1}

$$1 \text{ M} = 1 \text{ molL}^{-1}$$

Application :

Enoncé

Trouver la concentration molaire de la solution de soude obtenue en dissolvant 8 g de cristaux d'hydroxyde de sodium NaOH dans 200 mL d'eau.

Solution :

La concentration molaire de la solution de soude est :

$$C_{NaOH} = \frac{n}{v}$$

$$n_{NaOH} = \frac{m}{M}$$

$$m_{NaOH} = 8 \text{ g}$$

$$M(NaOH) = M(Na) + M(O) + M(H)$$

$$M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaOH} = \frac{8}{40} = 0,2 \text{ mol}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 200 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,2 \text{ L}$$

$$C_{NaOH} = \frac{0,2}{0,2} = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

Remarque : On peut aussi déduire la concentration molaire (ou massique) de la concentration massique (ou molaire). **Concentration molaire** $C_n = \frac{C_m}{M}$ **Concentration massique** $C_m = C_n \cdot M$

5 - Préparation d'une solution de concentration donnée

5-1 Par dissolution.

Exemple pratique.

Dans un laboratoire, on veut obtenir 40 mL d'eau salée de concentration 0,5 mol/L

- Trouver les quantités respectives de soluté et de solvant à utiliser.
- Indiquer le matériel et les produits nécessaires à cette opération.
- Préciser la meilleure procédure

5.1-1 Les quantités respectives

➤ **de solvant** : quantité de solvant = volume de solution : $v = 40 \text{ mL}$

On admet que la dissolution d'un corps dans un liquide ne modifie pas le volume de solution obtenue.

➤ **de soluté** : masse de soluté : $m = n.M$ or

$$n = C.v \text{ donc } m = C.v.M$$

La masse de chlorure de sodium NaCl est alors $m_{\text{NaCl}} = C.v.M$

$$C_{\text{NaCl}} = 0,5 \text{ molL}^{-1}$$

$$V = 40 \text{ mL} = 4.10^{-2} \text{ L}$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 0,5. 4.10^{-2}. 58,5 = 1,17 \text{ g}$$

N.B. La masse de soluté à prendre est égale au produit de la concentration molaire de la solution par le volume désiré que multiplie la masse molaire du soluté.

$$m = C.v.M$$

5.1-2 Le matériel et les produits

1 bêcher 40 mL : pour contenir la solution.

1 balance : pour mesurer la masse de soluté.

1 éprouvette graduée : pour mesurer le volume de solvant.

1 agitateur : pour faciliter la dissolution du soluté.

L'eau = le solvant

Le sel NaCl = le soluté.

5.1-2 Procédure.

Dissoudre la masse de soluté mesurée dans un minimum de solvant et compléter au volume désiré en ajoutant du solvant.

5-2 Par dilution.

5.2-1 Définition

Diluer une solution c'est y ajouter du solvant : on diminue alors sa concentration.

C_p : concentration de la solution prélevée

n_p : nombre de moles prélevées

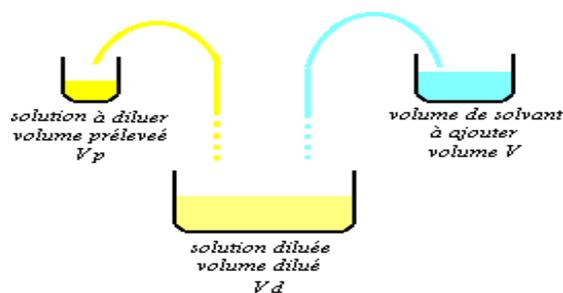
C_d : concentration de la solution diluée

n_d : nombre de moles dans la solution diluée.

5.2-2 Principe de la dilution

Au cours d'une dilution, la quantité de soluté ne varie pas.

$$n_p = n_d \Leftrightarrow C_p v_p = C_d v_d$$



Solutions acides - Solutions basiques

Situation – problème

En arrivant dans le laboratoire presque à l'abandon d'un lycée, un technicien de laboratoire découvre dans une armoire deux bouteilles contenant deux solutions qu'il ne peut distinguer. Il ramasse, à leur côté une étiquette tombée de l'une d'elle sur laquelle il arrive à lire : «Solution molaire de soude». Croyant que les deux solutions étaient identiques, il en mélange deux prélèvements respectifs et note un dégagement de chaleur ; il découvre alors que les deux solutions ne sont pas identiques. Par un test au BBT, il parvient à les distinguer.

1 – Qu'est-ce que le BBT ? Comment a-t-il permis cette distinction ?

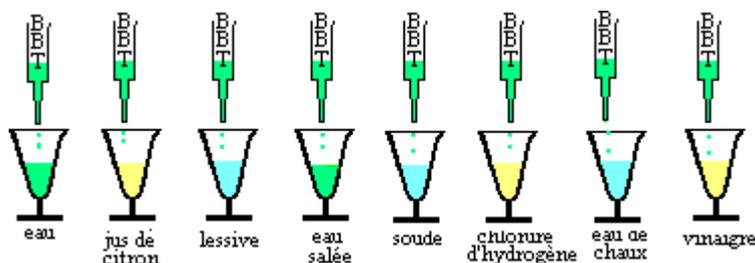
2 - Que fera-t-il pour rétablir l'étiquette manquante de l'une des solutions ?

1 - Classification des solutions

1-1 Par le bleu de bromothymol BBT.

1.1-1 Expérience

Dans chacune des solutions suivantes, versons quelques gouttes de **bleu de bromothymol BBT** et observons



1.1-2 Observations

Les solutions, ne donnant pas la même coloration avec le BBT sont donc de natures différentes.

Le **BBT** qui change de coloration suivant la nature de la solution est un **indicateur coloré** ; il existe d'autres indicateurs colorés tels que le **tournesol**, **l'hélianthine**, **la phénolphthaléine**...

1.1-3 Résultats de l'expérience

Le classement

Jaune			Acides
Vert			Neutre
Bleu			bases

1-2 Conclusions.

Les trois colorations observées conduisent à l'identification de trois sortes de solutions dont les définitions respectives à partir du **BBT** sont :

1.2-1 **Solution acide** : C'est toute solution qui fait virer le BBT au jaune.

1.2-2 **Solution basique** : C'est toute solution qui fait virer le BBT au bleu.

1.2-3 **Solution neutre** : C'est toute solution qui laisse le BBT vert

2 - Quelques propriétés des solutions.

2-1 Propriétés communes aux acides et bases.

2.1-1 Conductibilité électrique.

En versant quelques gouttes d'acide ou de base, la D.E.L s'allume : le courant passe.

L'expérience montre que les solutions **acides** ou **basiques** conduisent le courant électrique : ce sont des **électrolytes**

2.1-2 Actions sur les métaux

Versons de l'acide nitrique (acide) sur du cuivre et de la soude (une base) sur du zinc à chaud.

Certaines solutions acides et certaines solutions basiques réagissent dans certaines conditions avec certains métaux.



2-2 Propriétés spécifiques.

2.2-1 Aux solutions acides

Les solutions acides ont un goût piquant dit aussi acide. Elles attaquent le calcaire. Exemple : l'acide chlorhydrique réagit avec le calcaire pour donner entre autres du gaz chlorhydrique.



2.2-2 Aux solutions basiques

Les solutions basiques ont un goût fade.

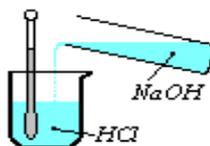
Attention ! Evitez, autant que possible, de goûter aux solutions du laboratoire ; elles sont généralement corrosives.

3 - Réaction Acide - Base

3-1 Étude qualitative de la réaction entre l'acide chlorhydrique HCl et la soude NaOH.

Versons goutte à goutte une solution de soude NaOH dans une solution d'acide chlorhydrique HCl

Leur réaction produit :



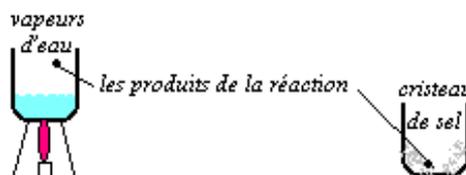
3.1-1 Un dégagement de chaleur.

L'élévation de la température que l'on note au niveau du thermomètre montre que la réaction entre l'acide et la base produit de la chaleur : c'est une **réaction exothermique**.

3.1-2 Un sel et de l'eau.

Chauffons à sec l'eau de la solution obtenue à la fin de la réaction.

Des cristaux de sel apparaissent après l'évaporation de l'eau : ce sel est du chlorure de sodium NaCl communément appelé sel de cuisine



Conclusion : bilan de la réaction

La réaction entre l'acide chlorhydrique HCl et la solution d'hydroxyde de sodium NaOH. Dégage de la chaleur et produit de l'eau H₂O et du sel de cuisine NaCl.



Généralisation.

Une solution acide et une solution basique réagissent toujours entre elles. Leur réaction exothermique produit un sel et de l'eau



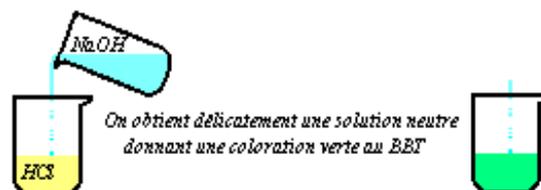
- N.B.** Une réaction chimique est dite :
- { **Exothermique** si elle dégage de la chaleur.
 - { **Endothermique** quand elle absorbe de la chaleur
 - { **Athermique** si elle n'absorbe ni ne dégage de la chaleur.

3-2 Étude quantitative.

3.2-1 La neutralisation.

Expérience

Laissons tomber goutte à goutte une solution de soude sur une solution d'acide chlorhydrique additionnée de quelques gouttes de BBT.



Attention ! La coloration verte est très difficile à observer à cause de l'inévitable goutte de base de trop : la solution devient bleue.

Observations.

L'acide et la base réagissent progressivement et la coloration jaune de l'acide persiste. La première goutte de base qui fait virer le BBT indique l'épuisement de l'acide qui est alors neutralisé par la base. On parle alors de la **neutralisation de l'acide par la base**.

N.B. l'étape du virage de l'indicateur coloré est appelée **point d'équivalence** de la neutralisation.

Relation de neutralisation

Le point d'équivalence ou virage du BBT traduit une équivalence (égalité) entre le nombre de moles d'acide **n_a** et le nombre de mole de base **n_b** : c'est l'**équivalence acido - basique**.

$$n_a = n_b$$

Or $n_a = C_a V_a$ et $n_b = C_b V_b$

donc on peut écrire $C_a V_a = C_b V_b$

N.B. **a** pour l'acide chlorhydrique **HCl** et **b** pour la solution basique de soude **NaOH**.

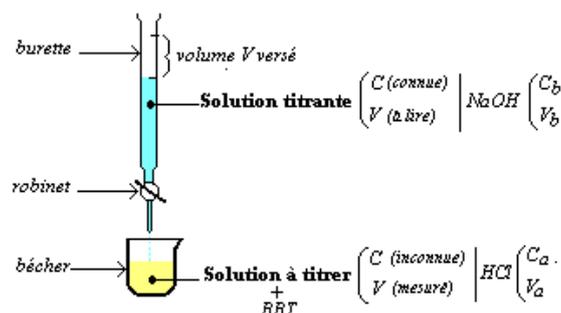
3.2-2 Le dosage

Objectif.

Le dosage ou titrage d'une solution est la détermination de la concentration (titre) inconnue d'une solution à partir de celle (titre) connue d'une autre solution : c'est une application de la neutralisation.

Le matériel.

Une burette : tube gradué avec un dispositif d'écoulement maîtrisable (robinet) fixée à une potence.



Un b cher ou un erlemeyer pour contenir la solution à titrer

Une pipette jaugée pour mesurer l'échantillon à doser.

Un agitateur (souvent magnétique) pour uniformiser la solution.

Protocole et schéma de l'expérience

- { Introduire, dans la burette, la solution de concentration connue C_b : solution titrante NaOH
- { Prélever à la pipette un volume V_a de la solution de concentration inconnue C_a .
- { Placer la solution à titrer prélevé dans l'erlenmeyer (ou le b cher) en y ajoutant des gouttes de BBT.
- { Laisser tomber goutte à goutte la solution titrante sur la solution à titrer.
- { Arrêter l'écoulement dès le virage du BBT qui indique la neutralisation de l'acide par la base.
- { Lire alors, sur la burette, le volume V_b de la solution titrante versée.

Résultat expérimental.

En appliquant la relation de neutralisation, on trouve la concentration C_a inconnue.

$$C_a V_a = C_b V_b \implies C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

Les métaux : Action de l'air et combustion.

Situation – problème :

Dans la fourrière municipale d'une ville, des élèves en excursion découvrent un amas hétéroclite de métaux à la merci des intempéries de la région. Ils remarquent avec admiration et curiosité la différence de comportement des différents métaux identifiés face à l'air humide qui semble hostile à leur présence.

Dresser la liste des métaux et des corps métalliques que l'on peut trouver dans la fabrication d'une voiture.

Indiquer, pour chacun des métaux identifiés, comment s'est manifestée l'hostilité de cet air ?

1 - Les métaux

1-1 Propriétés caractéristiques.

Le métal se distingue d'un non métal par :

- { Son éclat métallique : poli, il prend un aspect brillant.
- { Sa plasticité : il est déformable et façonnable sans rupture.
- { Sa conductibilité électrique : il conduit le courant électrique.
- { Sa conductibilité thermique : il conduit la chaleur.

1-2 Corps métalliques : les alliages.

Dans la vie quotidienne, on utilise rarement les métaux à l'état pur. La plupart des objets que l'on dit métallique sont des alliages.

Un alliage résulte du mélange de plusieurs corps dont un au moins est un métal. Les alliages améliorent les propriétés physiques et mécaniques des métaux purs principalement des métaux usuels dont l'aluminium, le cuivre, le fer, le plomb et le zinc.

N.B. Le choix des métaux pour des usages pratiques est souvent guidé par :

- { leurs *propriétés physiques* : plasticité, conductibilités thermique et électrique, fusion, densité...
- { leurs *propriétés mécaniques* : dureté, tenacité, malléabilité, ductilité...

1-3 Tableau comparatif de quelques propriétés.

Métaux	Aspect ou couleurs	Symbole masse atomique	Densité é/eau	Température de fusion	Température d'ébullition	Conductibilité électrique	Conductibilité thermique.
Fer	Gris	Fe 56 g/mol	7,8	1530°C	3230°C	4	4
Zinc	Blanchâtre	Zn 65,3 g/mol	7,1	420°C	920°C	3	3
Aluminium	Blanc	Al 27 g/mol	2,7	660°C	1800°C	2	2
Cuivre	Rouge	Cu 63,5 g/mol	8,9	1083°C	2200°C	1	1
Plomb	blanchâtre	Pb 207 g/mol	11,3	327°C	1700°C	5	5

2 - Les métaux dans l'air libre

Abandonnés à l'air libre, les métaux se corrodent : ils perdent leur éclat métallique alors couvert. On appelle corrosion, l'altération d'un métal sous l'action de certaines substances (air humide, eau de mer, solution acide ou basique...)

N.B. Dans l'air, les facteurs de corrosion sont le dioxygène O_2 , la vapeur d'eau H_2O , le dioxyde de carbone CO_2 .

2-1 Oxydation à froid.

2.1-1 du fer

A l'air libre, le fer se recouvre d'une couche poreuse (perméable) de couleur brune appelée rouille. Celle-ci est le résultat de l'action :

{ du **dioxygène** : le dioxygène de l'air attaque le fer à froid et produit de l'oxyde ferrique Fe_2O_3

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$$

{ de la **vapeur d'eau** : la vapeur d'eau de l'air humidifie l'oxyde ferrique formé. Le mélange oxyde ferrique Fe_2O_3 et eau H_2O est l'oxyde ferrique hydraté ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$) appelé rouille.

Remarque :

La rouille étant poreuse, l'action se poursuit en profondeur. Pour empêcher cette action le fer doit être protégé en le recouvrant de peinture, de graisse, d'huile, d'autres métaux (fer galvanisé, fer blanc...).

2.1-2 de l'aluminium

L'aluminium, dans l'air libre, se recouvre d'une couche superficielle, imperméable et protectrice qui ternit son éclat métallique. Cette couche appelée alumine Al_2O_3 est le produit de la réaction entre l'aluminium et le dioxygène.



N.B. L'alumine dont la température de fusion est $2000^\circ C$ est plus réfractaire et moins fusible que l'aluminium ; il empêche l'écoulement de l'aluminium fondu liquide à $660^\circ C$.

Faisons brûler un fil d'aluminium dans une flamme :



2.1-3 Les hydrocarbonates

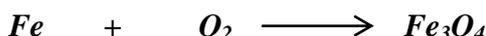
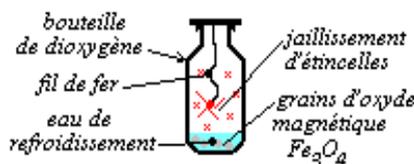
A l'air libre, Le zinc, le cuivre et le plomb se recouvrent d'une couche imperméable qui protège chacun de ces métaux. Cette couche est appelée hydrocarbonate du métal. Ainsi on a :

- { sur le zinc, l'hydrocarbonate de zinc ($ZnCO_3 ; H_2O$)
- { sur le cuivre, l'hydrocarbonate de cuivre ($CuCO_3 ; H_2O$)
- { sur le plomb, l'hydrocarbonate de plomb ($PbCO_3 ; H_2O$).

3 - Action du dioxygène à chaud sur les métaux usuels.

3-1 sur le fer.

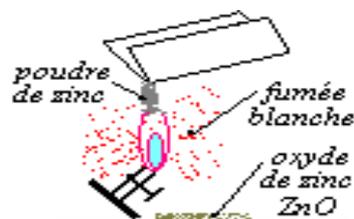
Brûlons un fil de fer ou saupoudrons une flamme de fer. On observe un jaillissement d'étincelles qui sont des grains d'oxyde magnétique incandescents. Le fer réagit à chaud avec le dioxygène O_2 pour donner de l'oxyde magnétique Fe_3O_4 .



Remarque : la plupart des minerais de fer sont sous forme d'oxyde magnétique.

3-2 sur le zinc.

La fumée blanche qui se dégage est constituée d'oxyde de zinc ZnO qui est le produit de la réaction entre le zinc et le dioxygène.





Remarque : l'oxyde de zinc entre dans la fabrication de certains médicaments et de certaines peintures.

3-3 sur l'aluminium.

Le jaillissement d'étincelles que l'on observe en projetant de la poudre d'aluminium dans une flamme est constitué de grains d'alumine incandescents. Cet alumine est le produit de la réaction entre le dioxygène et l'aluminium.



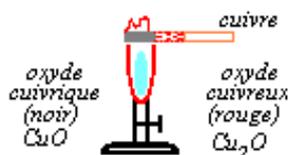
3-4 sur le cuivre.

On observe :

sur la partie **très chaude** de la lame, on voit apparaître un oxyde noir dit **oxyde cuivrique CuO**



Sur la partie adjacente, **moins chaude**, apparaît un oxyde rouge appelé **oxyde cuivreux Cu₂O**.



A chaud, la réaction entre le cuivre et le dioxygène, donne deux oxydes suivant la température : l'oxyde cuivrique noir **CuO** et l'oxyde cuivreux rouge **Cu₂O**.

Action à froid des acides dilués sur les métaux usuels

Situation – problème :

Au bout d'un certain temps, une ménagère remarque que la plupart des récipients métalliques de sa vaisselle porte les stigmates de leur contact avec certaines solutions. Ce contact entre acides et métaux peut même se traduire par une dégradation : des trous perceptibles. Citer quelques mets contenant des solutions acides.

1 - Présentation

1-1 de l'acide chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique est une solution aqueuse de gaz chlorhydrique HCl . Cette solution est obtenue grâce à la grande solubilité du gaz chlorhydrique HCl : 445 L/L d'eau à 20°C. On trouve l'acide chlorhydrique concentré au laboratoire ; très dilué pour ses usages domestiques car il est très corrosif.

N.B. A ce niveau, on note l'acide chlorhydrique HCl . Sa masse molaire moléculaire est de **36,5 g/mol**.

1-2 de l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique H_2SO_4 est liquide, il est corrosif surtout à l'état concentré. C'est un acide très utilisé au laboratoire où il permet entre autre de :

- { synthétiser d'autres acides.
- { déshydrater certains produits par sa grande avidité d'eau.

C'est l'acide sulfurique que l'on trouve dans les batteries d'accumulateurs des voitures. Il pèse **98 g/mol**.

1-3 de l'acide nitrique.

L'acide nitrique HNO_3 est un acide liquide miscible à l'eau ; sensible à la chaleur, il se décompose à chaud. Ses réactions avec les métaux donnent des produits complexes et quelquefois instables. Ceci rend très difficile, à ce niveau, l'écriture correcte des équations bilan correspondantes. Ces produits se dégagent sous forme de **vapeurs colorés** que l'on appelle **vapeurs nitreuses**. L'acide nitrique est très utilisé pour la fabrication d'engrais chimiques et d'explosifs. il pèse **63 g mol⁻¹**.

2 - Action à froid des acides dilués

2-1 Expérience.

2.1-2 Observations

En versant l'acide dilué sur un métal, on peut observer, au niveau du tube à essais :

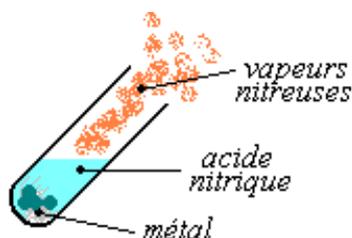
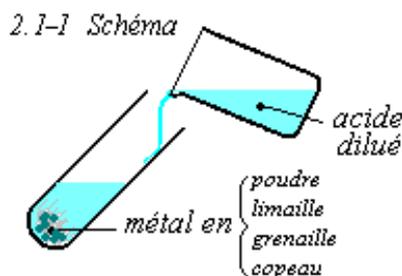
{ **Une effervescence ou bouillonnement** qui indique alors qu'une réaction chimique a lieu entre l'acide et le métal et qu'elle dégage un gaz.

N.B. le gaz produit est identifié à la flamme : il est inflammable et peut provoquer une légère détonation en présence d'une flamme. C'est du dihydrogène.

Remarque :

Le dégagement de dihydrogène est éphémère pour la réaction entre le plomb et les acides car la réaction s'arrête, bloquée qu'elle est par le sel de plomb insoluble qui s'est formé.

{ **Un dégagement de vapeurs colorés** qui montre l'effectivité de la réaction entre l'acide nitrique et le



métal.

N.B. la complexité de la composition des vapeurs nitreuses dispense d'écrire, à ce niveau, les équations bilan de ces réactions.

↳ **Aucune manifestation remarquable** : il n'y a pas eu de réaction entre l'acide et le métal.

2-2 Résultats expérimentaux.

<u>Réactifs</u>	<u>Produits</u>	<u>Observations</u>	<u>Equations bilan</u> (équilibrer au besoin)
HCl Fe	dihydrogène chlorure ferreux	Réaction	$.... Fe +HCl \longrightarrowFeCl_2 + H_2$
HCl Zn	dihydrogène chlorure de zinc	Réaction	$.... Zn + ... HCl \longrightarrow ... ZnCl_2 + ...H_2$
HCl Al	dihydrogène aluminium	Réaction	$... Al + HCl \longrightarrow ... AlCl_3 + ...H_2$
HCl Pb	dihydrogène chlorure de plomb	Réaction Ephémère	$.... Pb + ... HCl \longrightarrowPbCl_2 + ... H_2$
HCl Cu	Néant	Pas de Réaction	Néant

<u>Réactifs</u>	<u>Produits</u>	<u>Observations</u>	<u>Equations bilan</u> (équilibrer au besoin)
H ₂ SO ₄ Fe	dihydrogène sulfate ferreux	Réaction	$.... Fe + H_2SO_4 \longrightarrowFeSO_4 + H_2$
H ₂ SO ₄ Zn	dihydrogène sulfate de zinc	Réaction	$....Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ... ZnSO_4 + ...H_2$
H ₂ SO ₄ Al	Néant	Pas de Réaction	Néant
H ₂ SO ₄ Pb	dihydrogène sulfate de plomb	Réaction Ephémère	$.... Pb + ... H_2SO_4 \longrightarrowPbSO_4 + ... H_2$
H ₂ SO ₄ Cu	Néant	Pas de Réaction	Néant

<u>Réactifs</u>	<u>Produits</u>	<u>Observations</u>	<u>Observations</u>
HNO ₃ Fe	Vapeurs nitreuses	réaction	Néant
HNO ₃ Zn	Vapeurs nitreuses	réaction	Néant
HNO ₃ Al	Néant	Pas de Réaction	Néant
HNO ₃ Pb	Vapeurs nitreuses	réaction	Néant
HNO ₃ Cu	Vapeurs nitreuses	réaction	Néant

Les hydrocarbures.

Situation – problème :

De nos jours, le pétrole, source naturelle des hydrocarbures a remplacé le charbon qui, pendant longtemps a fait la puissance des nations. Dans notre environnement, le naturel est devenu l'exception et le synthétique la règle grâce au pétrole et à ses dérivés. Les gélules et autres comprimés fabriqués par les pharmacies remplacent progressivement les racines, écorces et autres feuilles des plantes de nos forêts.

Indiquer les avantages et inconvénients que cette tendance, si elle se maintient, apportera à l'humanité.

1 - Définition

Les hydrocarbures ou carbures d'hydrogène sont des corps organiques dont la molécule ne renferme que du carbone et de l'hydrogène. Ce sont des composés binaires que l'on note C_xH_y .

1-1 Les différentes familles d'hydrocarbures.

Le grand groupe des hydrocarbures est constitué de sous-groupes appelés familles. Ainsi on distingue :

1.1-1 La famille des alcanes.

Formule brute générale est C_nH_{2n+2} avec $n \in \mathbf{N} - \{0\}$

Les premiers alcanes

Valeurs de n	Formules brutes	noms
n = 1	CH ₄	méthane
n = 2	C ₂ H ₆	éthane
n = 3	C ₃ H ₈	propane
n = 4	C ₄ H ₁₀	butane

Le méthane CH₄ est le plus simple des hydrocarbures, il est incolore, inodore et nettement moins dense que l'air. $d = \frac{16}{29} = 0,55$. Difficile à liquéfier, le méthane bout à $-161,5^\circ\text{C}$ et se solidifie à -184°C . Il est peu soluble dans l'eau : **0,04L/L** d'eau à la température ordinaire. Parmi ses nombreux dérivés, le chloroforme CHCl₃ est le plus connu en tant qu'anesthésique général.

1.1-2 La famille des alcènes.

Formule brute générale est C_nH_{2n} avec $n \in \mathbf{N} - \{0, 1\}$

Les premiers alcènes

Valeurs de n	Formules brutes	noms
n = 2	C ₂ H ₄	Ethène (éthylène)
n = 3	C ₃ H ₆	Propène
n = 4	C ₄ H ₈	Butène
n = 5	C ₅ H ₁₀	pentène

L'éthylène C₂H₄ est un gaz incolore, à peu près aussi dense ($d = \frac{28}{29} = 0,97$) que l'air, plus facile à liquéfier que le méthane. Il bout à -102°C et se solidifie à -169°C . A la température ordinaire, on ne peut dissoudre que **0,15L** d'éthylène dans un litre d'eau. L'alcool éthylique est l'un de ses dérivés les plus connus...

1.1-3 La famille des alcynes

Formule brute générale C_nH_{2n-2} avec $n \in \mathbf{N} - \{0, 1\}$

Les premiers alcynes

Valeurs de n	Formules brutes	noms
n = 2	C ₂ H ₂	Ethyne (acétylène)
n = 3	C ₃ H ₄	Propyne
n = 4	C ₄ H ₆	Butyne
n = 5	C ₅ H ₈	Pentyne

L'acétylène est un gaz incolore plus facile à liquéfier que l'éthylène, toutefois sa liquéfaction peut provoquer des explosions dangereuses. D'odeur désagréable, il est légèrement moins dense que l'air

($d = \frac{26}{29} = 0,9$) et est plus facile à dissoudre dans l'eau : 1L/L d'eau à la température ordinaire.

2 - Sources d'hydrocarbures

Les sources naturelles d'hydrocarbures sont le pétrole brut et le gaz naturel qui sont extraits en grandes quantités du sol où ils se sont formés très lentement à partir d'organismes animaux et végétaux enfouis depuis des millions d'années.

Le **gaz naturel** contient principalement du méthane CH₄, du butane C₄H₁₀, du propane C₃H₈ et de l'essence (pour les moteurs à explosion)

Le **pétrole brut** est un mélange d'hydrocarbures liquides solides et gazeux. Par la distillation fractionnée de ce pétrole, les raffineries produisent des gaz (butane et propane principalement), des essences, du gasoil, du fuel, des huiles et du bitume.

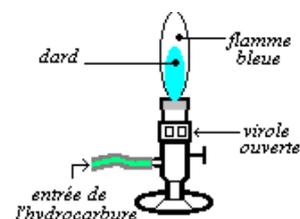
3 - Combustions des hydrocarbures dans le dioxygène.

L'une des premières utilités des hydrocarbures est la production de chaleur lors de leurs combustions dans le dioxygène.

Combustibles, leurs réactions avec le dioxygène sont exothermiques mais produisent des chaleurs dont la quantité dépend aussi de la nature de la combustion. Ainsi on distingue :

3-1 La combustion complète.

La combustion complète a lieu quand la quantité de dioxygène est suffisante : la flamme est alors bleue et le maximum de chaleur est produit. L'hydrocarbure, en réagissant avec le dioxygène produit alors du dioxyde de carbone et l'eau.



3.1-1 Combustion complète du méthane.



Cette réaction dégage une **quantité de chaleur** considérable soit **886,16 kJ/mol**.

3.1-2 Combustion complète de l'éthylène.

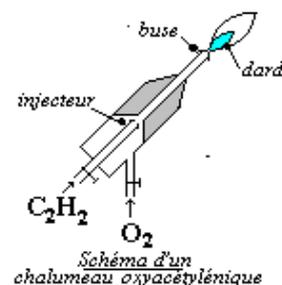


Bien que très exothermique **1442,10 kJ/mol**, la combustion complète de l'éthylène est rarement utilisé comme source de **chaleur**.

3.1-3 Combustion complète de l'acétylène



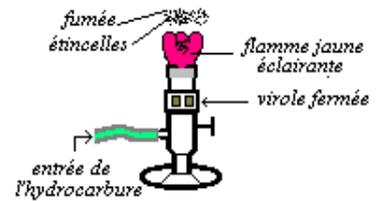
La combustion complète de l'acétylène produit une quantité de chaleur considérable : **1316,70 kJ/mol**. C'est cette grande chaleur qui est utilisée dans le chalumeau oxyacétylénique qui permet d'atteindre des températures supérieures à **3 000°C** (à la pointe du dard).



3-2 La combustion incomplète.

La virole fermée rend le dioxygène insuffisant, on observe alors une flamme jaune éclairante, des étincelles et une fumée noire : **la combustion est incomplète.**

La *combustion incomplète* a lieu quand la quantité de dioxygène est insuffisante ; elle fournit moins de chaleur et donne un mélange complexe de différents produits. La flamme produite est alors éclairante avec de la fumée noire et quelques étincelles brillantes.



N.B. La complexité des produits fournis par la combustion incomplète rend difficile l'écriture de l'équation bilan. Dans **le mélange** de produits obtenus on peut trouver : **du carbone, du monoxyde de carbone, du dioxyde de carbone, de l'eau...**

Le danger de la combustion qui se produit généralement au cours des incendies est lié, entre autres, à la formation inévitable du *monoxyde* de carbone **CO** qui est un gaz incolore, inodore, inflammable et très toxique.