

# UAA14 : Les solutions aqueuses

## A. CARACTERE ACIDE OU BASIQUE D'UNE SOLUTION <sup>1</sup>

« De nombreux produits de la vie courante possèdent un caractère acide ou un caractère basique. Ces produits sont rarement présentés à l'état pur. Il s'agit le plus souvent de substances diluées dans l'eau. Les risques encourus lors de l'utilisation de ces produits ne sont pas anodins. Comment les utiliser à bon escient ? Comment éviter les accidents lors de leur manipulation ? »

### 1- Solution et concentration massique

litre	sous-multiples		
litre (L)	décilitre (dL)	centilitre (cL)	millilitre (mL)
1	0,1 L	0,01 L	0,001 L

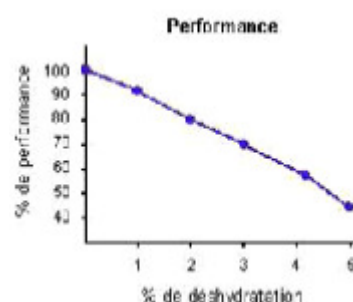
Donc

100 mL = L  
50 cL = mL  
2 L = mL

### Expérience : Préparation d'un concentré pour boisson de réhydratation

Dans tous les sports d'endurance une bonne hydratation est cruciale, car une mauvaise hydratation entraîne une baisse de la performance et peut à terme entraîner des tendinites. Les boissons réhydratantes sont d'autant plus efficaces que leur concentration en nutriments est proche de celle du plasma sanguin.

L'apport d'eau pure est donc insuffisant, la boisson doit être isotonique, de manière à favoriser son absorption par le sang. Par dissolution de sucres (glucose et saccharose) et par dilution de solution de sel dans l'eau, on prépare une telle boisson.



#### 1. Matériel et produits

Une balance de précision, une coupelle à pesée, une cuillère, un ballon jaugé 100 mL un entonnoir, parafilm (3\*3cm), un cylindre gradué de 100 mL, petite bouteille de 50cL contenant de l'eau (du robinet), une petite bouteille de 50cL vide, sel de cuisine, glucose, saccharose

#### 2. Procédure : travailler par groupe de 3

##### Réalisation d'un concentré pour boisson réhydratante

- Placer sur le plateau de la balance une coupelle à peser et tarer la balance.
- Ajouter approximativement 0.3 g de sel, à l'aide d'une cuillère propre et sèche.
- Noter la masse réelle précise de sel indiquée par la balance.  $m_{\text{sel}} = \dots \text{ g}$
- Préparer un ballon jaugé de 100 mL, surmonté d'un entonnoir.
- Transvaser le sel pesé à l'aide de l'entonnoir dans le ballon jaugé.
- Peser de la même manière environ 2.0 g de glucose.
- Noter la masse exacte :  $m_{\text{glucose}} = \dots \text{ g}$
- Transvaser le glucose pesé dans le flacon jaugé.
- Peser de la même manière environ 1.7g de saccharose (sucre de table).
- Noter la masse exacte :  $m_{\text{saccharose}} = \dots \text{ g}$
- Transvaser le saccharose pesé dans le flacon jaugé.
- Verser dans le jaugé, jusqu'à environ la moitié de son volume, l'eau de la bouteille.
- Retirer l'entonnoir et agiter en tournant jusqu'à dissolution complète.
- Ajouter de l'eau et ajuster le niveau de solution au trait de jauge.
- noter le volume du flacon jaugé :  $V = \dots \text{ L}$
- Placer le parafilm sur l'ouverture du flacon jaugé en l'étirant légèrement.
- Placer votre pouce sur l'ouverture obturée et retourner plusieurs fois le flacon jaugé pour homogénéiser. Votre concentré est prêt.

Remarque : Ce concentré devra être dilué 10 fois et permettra de réaliser 1 L de solution réhydratante (expérience suivante).

<sup>1</sup> Activité inspirée de la « Fiche d'investigation 1 », les « Fiches d'activités 1 à 2 » et les « Fiches d'expériences 1 à 5 » réalisées par B. Janssens – P. Papeux et disponible à l'adresse suivante : <http://enseignement.catholique.be/fesec/secteurs/sciences/>

a) Dans le ballon jaugé, avons-nous 100 mL d'eau ou 100 mL de concentré pour boisson réhydratante?

b) Est-ce que nous aurions pu mettre l'eau et puis le sel, le glucose et le saccharose ?



La boisson réhydratante est une **solution** c'est-à-dire un mélange homogène de plusieurs substances : l'eau, le sucre, le glucose et le sel de cuisine.

Une solution non homogène est dite hétérogène, exemple : .....

L'eau est le **solvant**, soit le constituant qui se trouve dans le même état physique que la solution (ici liquide) et qui, généralement, est présent en plus grande quantité.

Le sel de cuisine, le sucre et le glucose sont des substances dissoutes, c'est-à-dire les **solutés**.

Lorsque l'eau est utilisée comme solvant, la solution résultante est dite **aqueuse**.

Quelques exemples de solutions aqueuses :

- l'eau sucrée est une solution aqueuse dont le solvant est..... et le soluté .....
- le sérum physiologique est une solution aqueuse dont le solvant est ..... et le soluté .....
- l'eau minérale est une solution aqueuse dont le solvant est ..... et les solutés sont les .....
- la limonade est une solution dont le solvant est ..... et les principaux solutés sont .....

La **concentration massique** (g/L) d'une solution est le rapport entre la masse du soluté (en g) et le volume de la solution (en L).

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

Quelle est donc la concentration massique de chaque soluté pour le concentré de boisson réhydratante créé lors que l'expérience :

Sel

glucose

saccharose

## 2- Impact de la dilution sur la concentration massique

**Expérience : Réalisation de la boisson hydratante à partir du concentré obtenu à la première expérience**

Rappel : Ce concentré devra être dilué 10 fois et permettra de réaliser 1 L de solution réhydratante.

**Procédure :**

- Calculer le volume de concentré à prélever pour préparer une petite bouteille de 50cL de boisson réhydratante. Aide-toi du texte à trou et des questions suivantes
- Verser le concentré prélevé dans la petite bouteille vide.
- Verser à l'aide d'un entonnoir de l'eau pour remplir la bouteille. Fermer la bouteille, agiter. Votre boisson déshydratante est prête.

Pour obtenir la solution réhydratante de 1L soit ..... cl, je dois diluer 10 fois le concentré de 100 mL soit ..... cL. C'est-à-dire qu'à c'est 10 cL de concentré je rajoute ..... cL d'eau pour obtenir la solution hydratante de 100cL.

100 cL de solution obtenue à partir de 10 cL de concentré et de ..... cL d'eau.

50 cL de solution est donc obtenue à partir de ..... cl ( ..... mL) de concentré et de ..... cL (..... mL) d'eau..

- Quelle est la quantité de concentré prélevé et ajouté dans la petite bouteille afin de préparer la boisson réhydratante ?
- Quelle quantité d'eau a été rajoutée ?
- Quelle est la concentration pour chaque soluté dans 50 mL de concentré ?
  
- Quelle est la masse (en g) de chaque soluté dans les 50 mL de concentré
  
  
- Quelle est la concentration (en g/L) de la boisson réhydratante obtenue après dilution ?
  
  
- Quel est donc l'impact de la dilution sur la concentration ?
  
  
- A partir de la boisson réhydratante préparée, peut-on obtenir une solution plus concentrée ?

## Expérience : Dilution de solutions colorées

### 1. Matériel et produits

Une balance de précision, une cuillère, grenadine, un cylindre graduée de 250ml, eau en bouteille, 5 gobelets en plastique transparent, à usage alimentaire

### 2. Procédure : Dilution de la grenadine

- Compléter au fur et à mesure le tableau ci-dessous.
- Ajouter dans un cylindre gradué bien propre, 50 mL de grenadine. Quelle est sa masse ?
- Ajouter de l'eau minérale en bouteille, pour amener le niveau du liquide en face du trait de 200 mL.
- Préparer 4 gobelet de 100 mL chacun.

Dans le premier gobelet gradué, verser précisément 100 mL de la solution concentrée.

Dans le second gobelet gradué, verser précisément 50 mL de la solution concentrée et ajouter ensuite de l'eau en bouteille jusqu'à obtenir 100 mL de nouvelle solution.

Dans le troisième gobelet gradué, verser précisément 25 mL de la solution concentrée et ajouter ensuite de l'eau jusqu'à obtenir 100 mL de nouvelle solution.

Dans le quatrième gobelet gradué, verser précisément 12,5 mL de la solution concentrée et ajouter ensuite de l'eau jusqu'à obtenir 100 mL de nouvelle solution.

Solutions de grenadine	Solution de départ	Après la 1 <sup>re</sup> dilution	Après la 2 <sup>e</sup> dilution	Après la 3 <sup>e</sup> dilution
Masse du soluté (en g)				
Volume de la solution (en mL)				
Masse du soluté pour 100 mL de solution (en g/100 mL)				
Concentration massique (en g/L)				

a) - Que constatez-vous ? Au niveau de la couleur et au niveau du goût ?

b) Que pouvons-nous en conclure sur l'effet de la dilution sur la concentration massique ?



Une **dilution de solution** consiste à prélever un volume déterminé d'une solution initiale et à y ajouter un volume déterminé du même solvant pour obtenir une solution finale de concentration plus faible, la solution diluée.

### 3- Echelle de pH

#### Expérience : pH de produits de la vie courante



De nombreux produits de la vie courante sont des solutions aqueuses, notamment les produits présents dans notre alimentation de tous les jours ou les produits d'entretien. Si, par exemple, on boit un peu de jus de citron, on se plaindra de son acidité. Que signifie ce caractère acide ? D'autre part, lorsque l'on a des remontées acides (le brûlant), il est conseillé de prendre un médicament antiacide.

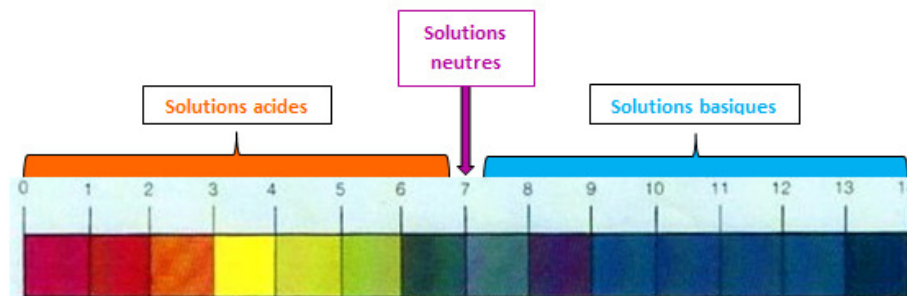


Les acides et les bases ont la propriété de changer la couleur de certaines substances. C'est le cas du jus de chou rouge. Ce liquide a une couleur bleu violet, mais quand il est en contact avec un composé acide, il devient rouge, alors qu'en contact avec un composé basique il devient vert et parfois même jaune. Le jus de chou rouge pour mesurer le pH de certaines substances.

Par groupe de 3-4, évaluer le pH des différentes substances suivantes, avec le papier pH puis avec le chou-rouge : déposer un peu de chaque substance dans la cuvette appropriée, ajouter un peu d'eau pour diluer les solides. Tremper une petite languette (2 cm max) de papier pH. Comparer la couleur avec l'échelle sur la boîte. Ajouter 5 gouttes de jus de chou rouge. Observer la couleur.

<p><b>Coca</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Craie (CaCO<sub>3</sub>)</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Bicarbonate de soude</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Détartrant WC</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>
<p><b>Shampoing</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Vinaigre</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Savon lessive</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Ammoniaque</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>
<p><b>Eau de Javel</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Savon pour les mains</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Déboucheur évier</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>	<p><b>Savon pour lave-vaisselle</b></p> <p>couleur du chou :</p> <p>pH de la languette :</p>

Lorsque toutes les mesures sont effectuées, Classez les différents produits par ordre de pH croissant. Et déterminer si ce sont des produits acides ou basiques en vous aidant de l'échelle de pH page suivante.



**Les solutions aqueuses peuvent être classées en solutions acides, neutres ou basiques selon la valeur de leur pH :**

- les solutions acides ont un pH inférieur à 7 ;
- les solutions neutres ont un pH de 7 ;
- les solutions basiques ont un pH supérieur à 7.

Le pH est une échelle allant de 0 à 14.

En cuisant le chou rouge avec l'eau de ville, quelle couleur prend-il ? Comment le rendre plus appétissant ?

L'eau de Javel est utilisée pour ses propriétés oxydantes (le gaz dichlore blanchit les taches, détruit les microbes ...) et non pour ses propriétés basiques. Cependant, pour que le dichlore reste en solution, il faut que le milieu soit suffisamment basique sinon le gaz s'échappe. Explique pourquoi il faut vérifier constamment le pH de l'eau des piscines chlorées.

Je n'ai plus de détartrant WC, puis-je utiliser du vinaigre ?

Sur de nombreux shampoings ou savons liquides il est indiqué "pH neutre pour la peau". Le pH est-il de 7 ? Explique.

## 4- Influence de la concentration sur le pH



Qui parvient à boire un jus de citron pressé ? Pas grand monde. Et pour cause ! L'acidité du jus pur est trop forte pour être appréciée... Pour atténuer l'impression gustative acide, on ajoute de l'eau et, pourquoi pas, un peu de sucre.

A priori, il semble donc que la quantité de soluté dissout (jus de citron) ait une influence sur l'intensité du caractère acide d'une solution, à l'instar de ce qui a pu être observé lors des dilutions successives d'une solution de grenadine.

### Visualisation d'une expérience : effet de la dilution sur l'acidité d'une solution

<https://phet.colorado.edu/fr/simulation/ph-scale>

Note les valeurs de pH

solution	pH
Solution d' <b>acide</b> de batterie concentrée initiale (100 mL)	
Solution d'acide de batterie concentrée initiale diluée 2 fois	
Solution d'acide de batterie concentrée initiale diluée 10 fois	
Solution de décapant initiale (solution .....	
Solution de décapant initiale diluée 10 fois	
Solution de décapant initiale diluée 100 fois	
Sang concentration initiale (solution .....	
Savon concentration initiale diluée 5 fois	
Savon concentration initiale diluée 10 fois	

### Conclusions :

La diminution de la concentration d'une solution à caractère ACIDE entraîne ..... du pH. Chaque fois que l'on dilue dix fois la solution d'un acide fort le pH .....

.....

De même pour les solutions de BASIQUES: la diminution de la concentration entraîne ..... du pH.

Lorsque la concentration est divisée par 10, le pH ..... mais la solution restera toujours .....

## 5- Explication chimique de l'acidité

Le pH d'une solution aqueuse donne une indication sur la présence d'ions hydrogène  $H^+$  et d'ions hydroxydes  $OH^-$  dans une solution :

- Une **solution neutre** contient autant d'ions  $H^+$  que d'ions  $OH^-$  ;
- Une **solution acide** renferme plus d'ions  $H^+$  que d'ions  $OH^-$  ;
- Une **solution basique** contient moins d'ions  $H^+$  que d'ions  $OH^-$ .

















L'eau pure  $H_2O$  contient en quantité égale des ions  $H^+$  et des ions  $OH^-$ . Elle est donc ..... et son pH est .....

Lorsqu'un acide, comme l'acide chlorhydrique (HCl), est en solution dans l'eau, il libère des ions H<sup>+</sup>. La solution devient donc plus riche en ions H<sup>+</sup>. Son pH diminue et devient inférieur à 7. On obtient une solution acide.

Lorsqu'une base, comme l'hydroxyde de sodium (NaOH), est en solution dans l'eau, elle libère des ions OH<sup>-</sup>. La solution devient donc plus riche en ions OH<sup>-</sup>. Son pH augmente et devient supérieur à 7. On obtient une solution basique.

## 6. Produits à usage domestique : Attention danger !

A partir de conditionnements de produits à usage domestique mis à disposition et des documents ci-dessous, complète le tableau se trouvant à la page suivante.

Ancien	Danger	Signification	Nouveau
	Toxique	Produits toxiques pouvant représenter un danger pour la santé ou entraîner la mort en cas d'inhalation, d'ingestion ou d'absorption cutanée - même en petites quantités.	
	Corrosif	Produits corrosifs ou caustiques attaquant les tissus vivants en cas de contact : ils détruisent la peau et les muqueuses et peuvent causer des blessures (brûlures) très graves. Parfois, ils sont également corrosifs pour les métaux.	
	Inflammable	Produits inflammables pouvant s'enflammer facilement au contact d'une flamme ou d'une étincelle, ou sous l'effet de la chaleur (p. ex. une surface chaude).	
	Comburant	Produits comburants contenant une grande quantité d'oxygène et pouvant provoquer la combustion de substances inflammables ou combustibles.	
	Explosif	Produits explosifs pouvant exploser au contact d'une flamme, d'un choc, ou sous l'effet de la chaleur ou de frottements. Ils peuvent causer des blessures graves et des dégâts matériels importants.	
	Dangereux pour l'environnement	Produits dangereux pour l'environnement représentant un risque, à court ou à long terme, pour la faune et la flore présentes dans l'eau et attaquant la couche d'ozone lorsqu'ils se retrouvent dans la nature.	
	Irritant / nocif	Produits irritants pouvant causer des démangeaisons, des rougeurs ou des inflammations en cas de contact direct, prolongé ou répété. Ils peuvent être nocifs à dose élevée.	
	Réceptif sous pression	Ces produits sont conservés dans un récipient sous pression. Il s'agit par exemple de bouteilles d'oxygène, d'acétylène, d'oxyde ou de dioxyde de carbone.	
	Dangereux pour la santé à long terme	Ces produits sont cancérigènes, mutagènes (peuvent entraîner des dommages sur le patrimoine héréditaire) ou réprotoxiques (ont des effets néfastes sur la fertilité et l'enfant à naître).	

Document 2 : Pictogrammes de danger (ancienne et nouvelle législation)

Source : SPF, Santé public, Sécurité de la Chaîne alimentaire et Environnement, <http://health.belgium.be/eportal/Environment/Chemicalsubstances/ClassificationLabelling/Citizens/HazardPictograms/index.htm?fdnlang=fr#.VKasF7k5CAk>, page visitée le 02/01/2015



Nom du produit	Fonction visée	Risques encourus + pictogramme	Conseils pour le stockage	Conseils pour l'utilisation	Disposition à prendre en cas de non-respect des consignes

De nombreux produits à usage domestique (déboucheurs, détergents, décapants...) sont des solutions acides et basiques concentrées. Les solutions acides et basiques, particulièrement lorsqu'elles sont concentrées, sont nocives pour la santé. Elles sont notamment corrosives : elles peuvent provoquer de graves brûlures. Elles sont également nocives pour l'environnement. Il s'agit donc d'utiliser ces produits avec prudence (porter des gants, porter des lunettes de protection, éviter le mélange de produits lors de leur stockage et lors de leur utilisation, les stocker dans des endroits inaccessibles aux enfants) et avec parcimonie afin d'éviter des rejets trop importants dans la nature.

## B. ACIDIFICATION D'UN MILIEU NATUREL <sup>2</sup>



Qu'est-ce que cette photo vous évoque ?

### 1. Les pluies acides : causes, conséquences et comment les limiter

#### Document 1 : Introduction sur les pluies acides

(Source : <https://www.youtube.com/watch?v=VHU9CohWSo>,  
page consultée le 18/01/2015)

#### Document 2 : La chimie au secours de la cathédrale

(Source : Olympiades de chimie 2001,

<http://www.uicchampagne-ardenne.fr/ArticlesD/Olymp2001L/Presentcath.html>

in Angenot A. et al., *De quoi notre patrimoine souffre-t-il ? Université catholique de Louvain, travail réalisé dans le cadre du cours de didactique des sciences naturelles, 2004-2005*)

La cathédrale de Reims, commencée en 1211, est de style gothique et comporte une statuaire importante, de l'ordre de 1000 statues.

Le matériau de construction est issu des carrières des environs de Reims, en particulier de Courville et de Craonne : il s'agit de calcaire.

Durant son existence, la cathédrale a fait l'objet de nombreuses attaques, les deux plus importantes étant deux incendies, l'un purement accidentel en 1481 et l'autre durant la première guerre mondiale. Si les parties combustibles (charpente) ont dû être reconstruites, les murs ont résisté, mais durent subir des températures élevées. Pendant la révolution, elle ne souffre pas trop du vandalisme, mais est utilisée comme salle de club et comme hangar à fourrage, ce qui n'est pas propre à préserver son intégrité.

Actuellement, c'est principalement le calcaire de la construction qui se dégrade. Si aujourd'hui la cathédrale continue à constituer un ensemble cohérent, l'un des plus beaux vestiges de l'époque gothique, elle détient le triste privilège d'être l'un des monuments les plus détériorés de France, ce qui est visible dès que l'on observe le monument plus en détail: les statues sont pour la plupart cassées, et toutes usées et rongées en surface.

Depuis environ deux siècles, une restauration quasi-continue de la cathédrale est en cours. Jusque vers 1920, c'était essentiellement une affaire d'artistes et d'artisans (tailleurs de pierre et maçons). Actuellement s'y sont ajoutés des scientifiques qui ont mis en évidence les principaux phénomènes physico-chimiques intervenant dans la détérioration de la pierre. Grâce à cette analyse, ils ont pu mettre au point un plan cohérent de préservation et de restauration du monument.



#### Détails de la façade ouest

On remarque nettement l'érosion des sculptures, ainsi que l'éclatement de la pierre par endroits.

<sup>2</sup> Activité inspirée de la « Fiche d'investigation 3 », la « Fiche d'activité 4 » et les « Fiches d'expériences 11 et 12 » réalisées par B. Janssens – P. Papeux et disponible à l'adresse suivante : <http://enseignement.catholique.be/fesec/secteurs/sciences/>

### Document 3 : Découverte et mesure européenne

Les phénomènes de pollution acide à grande échelle ont été mis en évidence dans les années 1970 par l'acidification des eaux des lacs scandinaves et canadiens. Le pH des eaux est devenu plus acide, entraînant des modifications importantes de la faune. On a ensuite observé un dépérissement à grande échelle des forêts européennes et nord-américaines. Les mesures effectuées montrent que certaines pluies sont beaucoup plus acides (pH compris entre 3 et 4) comparativement à l'eau de pluie « non polluée » (pH de 5,6). Ce phénomène a donc été dénommé « pluies acides ».

L'acidification est un phénomène de pollution transfrontière à longue distance, qui se manifeste à l'échelle des continents. Les moyens de lutter contre cette pollution doivent par conséquent être envisagés non seulement au niveau local, mais aussi au niveau international.

En Europe, les émissions de SO<sub>2</sub> ont été réduites de manière significative grâce à la législation de l'UE qui exige l'utilisation de technologies d'épuration des émissions et une plus faible teneur en soufre des carburants. 2010 a été la première année où la population urbaine de l'UE n'a pas été exposée à des concentrations de dioxyde de soufre supérieures à la valeur limite de l'UE. Toutefois, ce phénomène menace toujours 240 000 km<sup>2</sup> de forêts.

a) *Quelles sont les causes de la formation des pluies acides ?*



b) *Quelles sont les conséquences des pluies acides sur l'environnement ?*

**Expérience (démonstration) : effets des pluies acides sur les bâtiments et les êtres vivants**  
**HCl 1M ?** dans un compte-goutte, craie, vinaigre, marbre, coquille (moule, escargot ou coquillage), 2 feuilles de plante verte, 3 béchers  
Verser quelques gouttes HCl sur le marbre et sur la craie et observer.  
Introduire dans chacun des béchers une feuille de plante. Verser le vinaigre sur une feuille et de l'eau sur l'autre. Observer.  
Introduire la coquille dans un bécher et couvrir de vinaigre. Attendre plusieurs heures et observer

Conclusion :



Actuellement en Europe, grâce à des mesures gouvernementales (retrait du S dans les carburants et obligation du pot catalytique), le phénomène des pluies acides a fortement été réduit, ce qui n'est pas le cas en Chine par exemple où d'une part ces mesures n'existent pas et où d'autre part le charbon qui produit beaucoup d'oxydes de soufre lors de sa combustion est toujours utilisé en masse.

## 2. Mécanisme de formation des pluies acides

FE11 et 12 : Sur base expérimentale, décrire le mécanisme de formation des pluies acides (C5).

Après qu'une réaction chimique modélisant une pluie acide lui ait été montrée, l'élève explicite le mécanisme de formation de ce phénomène.

Illustration expérimentale de la formation d'une pluie acide :

<https://www.youtube.com/watch?v=JPH1Vce4Ftk>

Animation expliquant la formation de pluies acides :

<https://www.youtube.com/watch?v=qgz60HE6Lfg>

Après avoir visionner les deux vidéos, explique comment se forme les pluies acides :



Quelle est l'évolution du pH constatée ?