

LA NOTION DE pH

1. RAPPEL CLASSES ANTERIEURES SUR LES ACIDES ET BASES.

1.1. ECHELLE DE pH

Sur les étiquettes d'eau minérales, on peut lire pH suivi d'une valeur voisine de 7. Le pH est une grandeur liée à l'acidité.

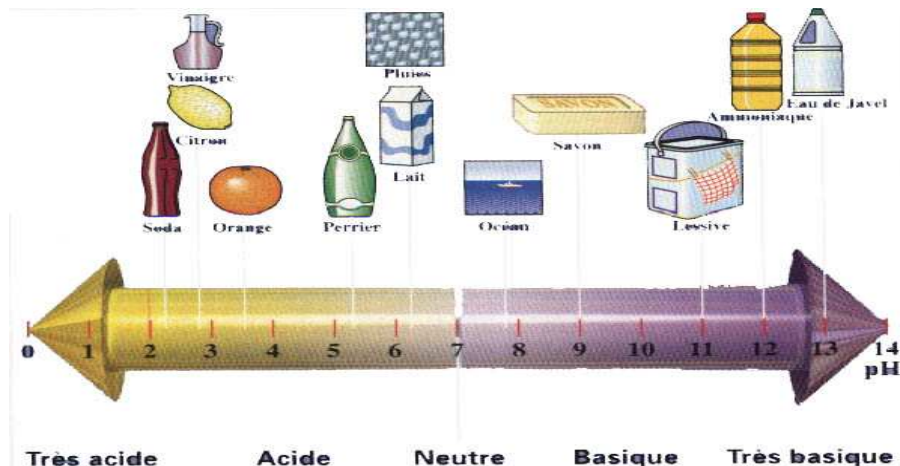
Un liquide contenant de l'eau peut être acide, basique ou neutre.

Le pH se détermine à l'aide de papier-pH ou d'un pH-mètre. Le pH mesure l'acidité, la neutralité ou la basicité d'un liquide contenant de l'eau.

La valeur du pH est comprise entre 0 et 14 :

- Les solutions acides ont un pH inférieur à 7.
- L'eau pure a un pH égal à 7: elle est dite neutre.
- Les solutions basiques ont un pH supérieur à 7.

Une solution est: - d'autant plus acide que son pH est faible.
- d'autant plus basique que son pH est grand.



1.2. EXEMPLE DE REACTION ACIDO-BASIQUE.

Dispositif.

On mesure le pH du vinaigre.

Puis on mélange du vinaigre et de l'hydrogénocarbonate de sodium, le vinaigre étant le réactif limitant.

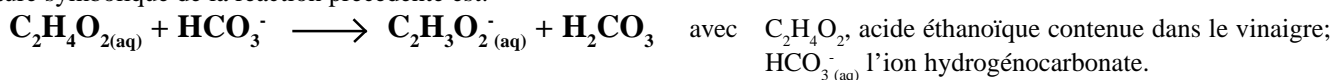
On mesure le pH du milieu réactionnel en fin de transformation.

Observation.

Le pH augmente au cours de la transformation chimique du système {vinaigre + hydrogénocarbonate de sodium}

Interprétation.

L'écriture symbolique de la réaction précédente est:



Les ions sodium sont spectateurs.

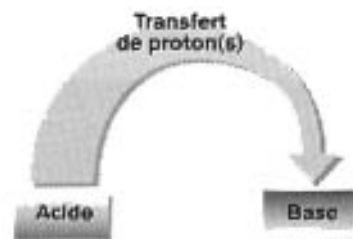
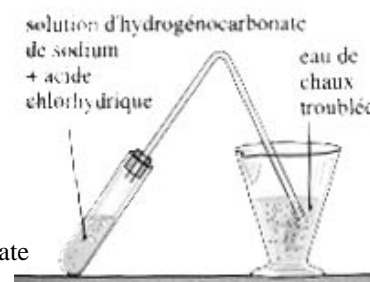
Conclusion.

Une réaction acido-basique modélise la transformation des systèmes du type (acide + base).

Au cours de cette réaction, force est de constater que l'acide a perdu un proton H^+ , proton capté par la base.

Remarque.

L'entité chimique H_2CO_3 , parfois appelé acide carbonique, n'existe pas; on obtient en fait du gaz carbonique qui est dissous dans l'eau. L'écriture correcte est $\text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$.

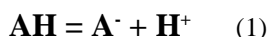


La mère devient acide.

Les émissions humaines de dioxyde de carbone augmentent l'acidité des océans, menaçant de nombreuses espèces, constatent des chercheurs américains. Depuis le début de l'ère industrielle, les eaux planétaires ont absorbé environ 118 milliards de tonnes de carbone issus de la combustion du charbon, pétrole et gaz.

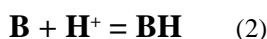
1.3. THEORIE DE BRONSTED DES ACIDES ET DES BASES.

Un **acide** AH au sens de Brönsted est une entité chimique capable de **perdre un proton**:



Acide	Nom	Demi-équation
HCl CH ₃ -COOH NH ₄ ⁺ H ₃ O ⁺ H ₂ O	Chlorure d'hydrogène acide acétique ion ammonium ion oxonium eau	HCl = Cl ⁻ + H ⁺ CH ₃ -COOH = CH ₃ -COO ⁻ + H ⁺ NH ₄ ⁺ = NH ₃ + H ⁺ H ₃ O ⁺ = H ₂ O + H ⁺ H ₂ O = HO ⁻ + H ⁺

Une **base** B au sens de Brönsted est une entité chimique capable de **capter un proton**:



Base	Nom	Demi-équation
NH ₃ CH ₃ -COO ⁻ Cl ⁻ HO ⁻ H ₂ O	ammoniac ion acétate ion chlorure ion hydroxyde eau	NH ₃ + H ⁺ = NH ₄ ⁺ CH ₃ -COO ⁻ + H ⁺ = CH ₃ -COOH Cl ⁻ + H ⁺ = HCl HO ⁻ + H ⁺ = H ₂ O H ₂ O + H ⁺ = H ₃ O ⁺

Johannes Nicolaus Brönsted
(1879 - 1947)



Chimiste danois, contribua grandement à l'avancée de l'électrochimie.

La première théorie intéressante, concernant les acides et les bases en solution aqueuse, est celle du Suédois Arrhénius.

En 1923, Brönsted, associé au chimiste anglais Lowry, propose une autre théorie plus générale que celle d'Arrhénius:

"Est acide tout composé pouvant perdre un proton; la base est le composé susceptible de le capter."

Il existe une théorie plus moderne des acides et des bases, due à Gilbert Lewis.

1.4. LES COUPLES ACIDE / BASE ET LA DEMI-EQUATION ACIDO-BASIQUE.



Quand un acide fournit un proton H⁺, il produit une espèce chimique capable de fixer ce proton. Dans la demi-équation (1), l'espèce chimique A⁻ est donc une base, la **base conjuguée** de l'acide considéré.

De même, quand une base capte un proton H⁺, elle engendre une espèce chimique susceptible de perdre ce proton. Dans la demi-équation (2) l'espèce chimique BH est donc un acide, l'**acide conjugué** de la base considérée.

A tout acide correspond donc une base et à toute base correspond un acide. L'ensemble de deux espèces conjuguées (un acide et sa base conjuguée ou une base et son acide conjugué) constitue un **couple acide/base** (l'acide est écrit avant la base).

Un couple acide/base, AH/A⁺ ou BH⁺/B, est l'ensemble d'un acide et d'une base qui se correspondent dans les réactions acido-basiques.

On associe une demi-équation acido-basique, qui peut être écrite dans un sens ou dans l'autre:



Couple	Nom de l'acide	Nom de la base
NH ₄ ⁺ _(aq) / NH ₃ _(aq) CH ₃ -COOH _(aq) / CH ₃ -COO ⁻ _(aq) H ₃ O ⁺ _(aq) / H ₂ O H ₂ O / HO ⁻ _(aq)	ion ammonium acide acétique ion oxonium eau	ammoniac ion acétate eau ion hydroxyde

Habit de Vinaigrier

Paris 1910 - L. Verdet, 11, rue de la Harpe - en face de la Seine - 101

1.5. LES REACTIONS ACIDO-BASIQUES.

Un acide peut réagir avec une base ou une base avec un acide; mais deux acides ne réagissent pas entre eux, de même que deux bases.

Une **réaction acido-basique** fait intervenir deux couples acide/base A_1H/A_1^- et A_2H/A_2^- .

Envisageons une transformation chimique où l'acide A_1H réagit avec la base A_2^- .

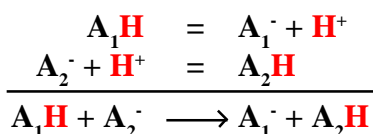
Dans les demi-équations, on utilise le signe = (écriture formelle):

- le réactif A_1H est un acide, il perd donc un proton: $A_1H = A_1^- + H^+$

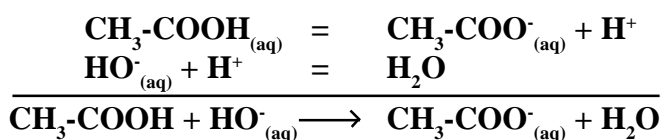
- le réactif A_2^- est une base, il capte un proton: $A_2^- + H^+ = A_2H$

Pour obtenir l'équation chimique de la réaction, on combine ces deux demi-équations en considérant le fait que le proton libéré par A_1H est capté par A_2^-

Dans l'équation acido-basique, on emploie le signe \longrightarrow puisqu'il s'agit d'une véritable réaction chimique:



Exemples.







Le terme **acide** est emprunté au latin *acidus*. Il apparaît au XVI^e siècle (1545) à propos d'un fruit. L'adjectif latin *acidus* vient du mot *acere*, "être aigre", apparenté à *acer* "pointu, perçant". On retrouve le même radical *ac* (provenant de l'indo-européen *ak* - "pointe") dans *acetum*, "vinaigre", *acies*, "pointes" (qui a donné acier), *acer*, "âcre, aigre", *acerbus*, "acerbe". "Acide" devient un terme de chimie, comme adjectif et surtout comme nom, à la fin du XVII^e siècle. Le sens actuel apparaît à la fin du XVIII^e siècle avec A.L. de Lavoisier (1713-1794) et L.B. Guyton de Morveau (1737-1816), en opposition à la base.

2. LE pH DES SOLUTIONS AQUEUSES.

2.1. DEFINITION.

Toute solution contient des ions H_3O^+ . La concentration molaire de ces ions peut varier de manière considérable: de quelques mol.L⁻¹ (dans des solutions fortement acides) à quelques 10⁻¹⁵ mol.L⁻¹ (dans des solutions fortement basiques). La grandeur pH permet de comparer commodément les valeurs des concentrations des ions H_3O^+ dans diverses solutions.

Pour se rendre compte de l'échelle importante des grandeurs de la concentration en ions oxonium qui ne peuvent être représentés sur un axe à une échelle unitaire, on peut visualiser les concentrations à l'aide d'une échelle de longueurs:

solutions	acide nitrique	vinaigre	eau salée	hydroxyde de sodium
$[H_3O^+]$ (mol . L ⁻¹)	10 ⁻²	10 ⁻⁴	10 ⁻⁷	10 ⁻¹³
exemple de longueurs représentées par un segment de 1,5 cm à différentes échelles	 1,5 m	 150 m	 150 km	 150 millions de km
échelle	10 ⁻² (1/100)	10 ⁻⁴ (1/10 000)	10 ⁻⁷ (1/10 000 000)	10 ⁻¹³ (1/10 000 000 000 000)

On préconisa alors d'utiliser une échelle logarithmique, la relation entre le pH et la concentration en ions oxonium d'une solution fut donnée en 1909:

On retiendra que le pH est lié à la concentration des ions H_3O^+ par la relation: $pH = -\log_{10} [H_3O^+]$.

Exemple.

Le pH d'une solution aqueuse contenant des ions oxonium de concentration $[H_3O^+] = 3,0 \times 10^{-5}$ mol.L⁻¹ vaut:

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+] = -\log_{10} [3,0 \times 10^{-5}] = 4,5$$

Dans cette relation $[H_3O^+]$ représente le nombre qui mesure la concentration molaire des ions H_3O^+ dans la solution exprimée en mol.L⁻¹.

Inversement la valeur du pH permet de calculer la concentration molaire des ions H_3O^+ , par la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.

Exemple.

La concentration en ions oxonium d'une solution aqueuse de pH = 8,2 vaut: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8,2} = 6,3 \times 10^{-9}$ mol.L⁻¹.

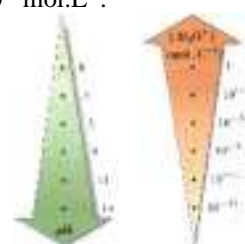
Remarque.

Lorsque la concentration en ions H_3O^+ diminue, le pH augmente, et inversement.

Ceci est dû au fait que la fonction log est une fonction croissante.

Soit deux solutions A et B telles que $[H_3O^+]_A > [H_3O^+]_B$ alors $\log_{10} [H_3O^+]_A > \log_{10} [H_3O^+]_B$

En prenant l'opposé, il vient donc $-\log_{10} [H_3O^+]_A < -\log_{10} [H_3O^+]_B$, soit $pH_A < pH_B$



2.2. MESURE DU pH.

Une détermination précise du pH s'effectue à l'aide d'un pH mètre.

1. Principe de la pHmètrie.

Une électrode de verre et une électrode de référence sont plongées dans la solution à étudier; un millivoltmètre électronique mesure la tension qui existe entre ces deux électrodes. Il ne s'affiche pas une valeur en Volt, mais une autre échelle de mesure est employée: l'échelle des pH.

En effet (hors programme pour rentrer dans les détails), la tension qui règne entre ces deux électrodes, ce que l'on appelle la f.e.m (voir plus loin dans le cours de physique) est une fonction affine du pH de la solution: $U_{\text{Entre les deux électrodes}} = A + a \cdot \text{pH}$ où A et a sont des coefficients qui dépendent de la température et de la nature des électrodes.

Electrode de verre.

Une électrode de verre (fig 2) est constituée par une sphère en verre (fig 1):

de faible épaisseur;

principalement constituée de silice SiO_2 , d'oxyde de calcium CaO et d'oxyde de sodium Na_2O ;

que l'on peut considérer comme un liquide surfondu. En fait, on peut considérer qu'une fine pellicule de silice, à la surface de la lame de verre immergée dans une solution, est sous forme de gel.

Cette structure n'est pas traversée par des canaux mais possède de nombreux sites vacants susceptibles d'accueillir des ions qui peuvent migrer ensuite de site en site. Cette structure accueille presque exclusivement des cations et particulièrement des cations de petite taille.

Une membrane répond donc essentiellement à certains ions, les autres ions ne pouvant jouer un rôle perturbateur que très faible. Ainsi, en toute rigueur: $U_{\text{Entre les deux électrodes}} = A + a \cdot \text{pH} + b \cdot \log(\text{Na}^+) + c \cdot \log(\text{K}^+) \dots$

De sorte qu'une électrode de verre est d'autant plus chère et donc spécifique que le coefficient multiplicateur a est grande devant b et c, pour qu'ainsi tous les cations autres que les ions H^+ soient négligés et que la réponse de la membrane soit uniquement fonction de la concentration des ions H^+ donc du pH

Cette couche superficielle de verre subit une transformation lorsqu'elle est mise en présence d'eau; il y a un gonflement du verre (un peu comme une éponge) et formation d'une couche superficielle hydratée dans laquelle se produit l'essentiel des échanges d'ions entre la membrane et la solution. Ceci explique pourquoi une électrode de verre qui a été conservée au sec dans un tiroir ne peut être utilisée immédiatement après sa mise en contact d'une solution dont on veut déterminer le pH. Il faut attendre plusieurs heures dans de l'eau avant que la surface ait retrouvée toutes ses facultés d'échange.

Il ne faut également jamais essuyer une électrode, mais simplement rincer à l'eau, car l'essuyage endommage ou détruit la couche superficielle qui est à l'origine des propriétés d'échange de la membrane.

Electrode de référence. (fig 3)

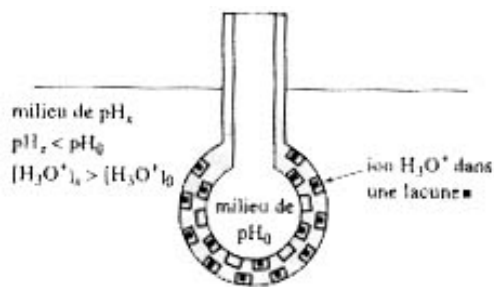
Une électrode de référence peut être une électrode au calomel, une électrode au chrome d'argent ou une électrode au sulfate de mercure.

La sonde de pH. (fig 4)

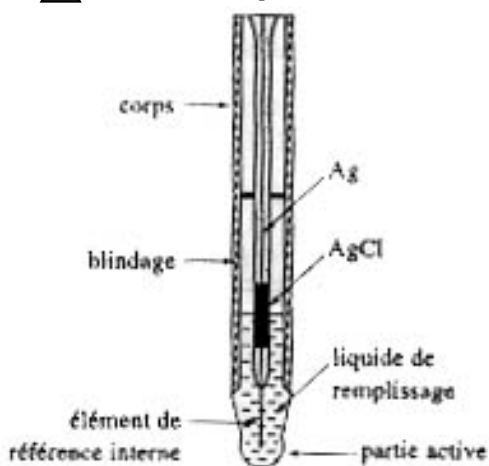
On appelle sonde de pH, l'ensemble formé par une électrode de verre et une électrode de référence. Ces deux électrodes peuvent être séparées ou combinées.

Remarque importante.

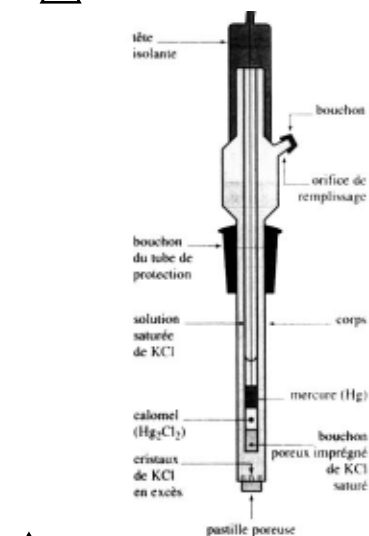
J'insiste bien sur le fait qu'une sonde de pH est toujours constituée de deux électrodes. Aussi, quand on utilise une sonde de pH, on plonge dans la solution dont on veut déterminer le pH, un seul "tube de verre". On pourrait donc penser qu'il s'agit d'une seule électrode. Alors qu'en fait, il s'agit de deux électrodes "réunies", combinées, dans un seul tube de verre..... Pour ceux qui poursuivront à la faculté, ils utiliseront parfois deux électrodes bien distinctes qu'ils plongeront dans la solution dont on veut déterminer le pH.



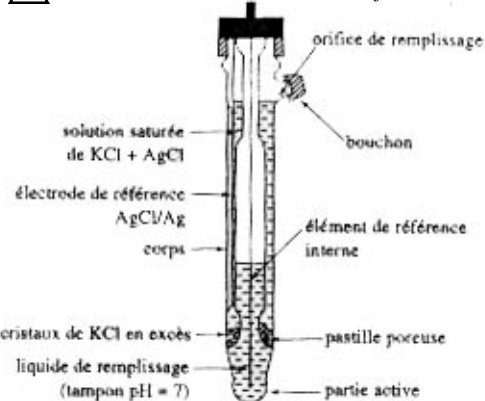
1 Schéma de la sphère en verre



2 Schéma d'une électrode de verre



3 Schéma d'une électrode de référence.



4 Schéma d'une sonde de pH à électrodes combinées

2. Mesures de pH.

Étalonnage du pH-mètre.

Nous avons vu que la tension qui règne entre ces deux électrodes, ce que l'on appelle la f.e.m (voir plus loin dans le cours de physique) est une fonction affine du pH de la solution: $U_{\text{Entre les deux électrodes}} = A + a \cdot \text{pH}$
où A et a sont des coefficients qui dépendent de la température et de la nature des électrodes. Avant toute mesure, il est donc nécessaire d'étalonner un pH-mètre.

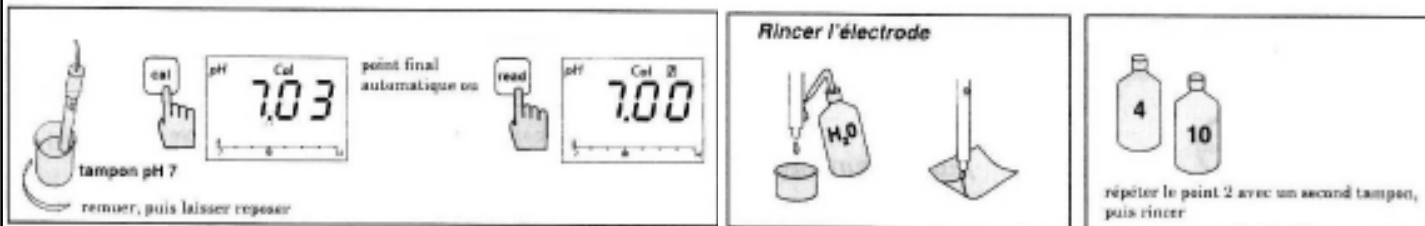
Il s'effectue avec des solutions-étalons de pH bien déterminé.

S'il est prévu de travailler :

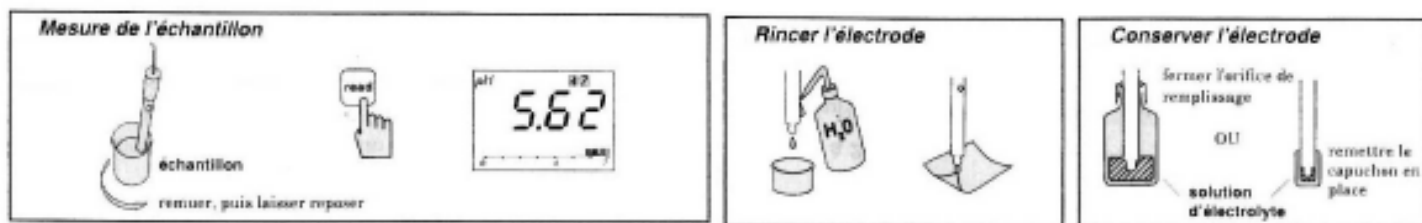
Surtout en milieu acide, étalonner avec les solutions tampons de pH=7 et pH=4.

Surtout en milieu basique, étalonner avec les solutions tampons de pH=7 et pH=10.

En milieu acide et en milieu basique, étalonner avec les solutions tampons de pH=7, pH=4, et pH=10.



UTILISATION DU pH METRE



Remarque

Mais la précision de la mesure du pH dépend de la "fraîcheur" des solutions étalons utilisées, de l'état de la sonde et de la qualité de l'étalonnage.

Si on utilise un pH mètre qui indique une valeur $\text{pH} = 5,30$, cela signifie qu'on a une connaissance du pH à 0,05 unité près, soit $5,25 < \text{pH} < 5,35$ soit $-5,25 > -\text{pH} > -5,35$ soit $10^{-5,25} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-5,35}$ soit $4,467 \times 10^{-6} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 5,623 \times 10^{-6}$

Nous avons par ailleurs $\text{pH}_{\text{Mesuré}} = 5,30$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Mesuré}} = 10^{-5,30} = 5,012 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

Nous écrivons donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Réel}} = (5,0 \pm 0,6) \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'incertitude absolue $\Delta[\text{H}_3\text{O}^+]$ sur la valeur de la concentration des ions oxoniums est de $0,6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$. L'incertitude relative vaut:

$$\frac{\Delta[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,6 \times 10^{-6}}{5,0 \times 10^{-6}} = 0,12 \quad \text{soit } 12\%$$

Une incertitude de 0,05 unité de pH sur la mesure du pH entraîne une incertitude relative de l'ordre de 10% sur la concentration en ions oxoniums correspondante.

Aussi, toute concentration déduite d'une mesure de pH devra être exprimée avec, au plus, deux chiffres significatifs.

2. Mesures de pH.

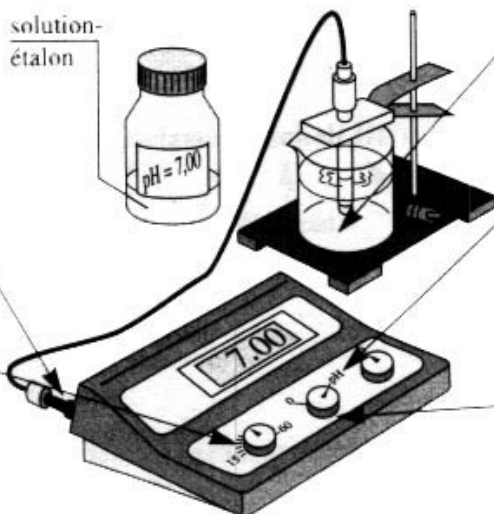
Étalonnage du pH-mètre.

Nous avons vu que la tension qui règne entre ces deux électrodes, ce que l'on appelle la f.e.m (voir plus loin dans le cours de physique) est une fonction affine du pH de la solution: $U_{\text{Entre les deux électrodes}} = A + a.pH$ où A et a sont des coefficients qui dépendent de la température et de la nature des électrodes. Avant toute mesure, il est donc nécessaire d'étalonner un pH-mètre.

Il s'effectue avec des solutions-étalons de pH bien déterminé.

① Vérifier le branchement de la sonde, puis retirer l'embout protecteur. Au moyen d'une pissette d'eau distillée, rincer la sonde de pH.

② Mesurer la température des solutions étudiées avec un thermomètre puis, à l'aide du bouton TEMPÉRATURE, régler le pH-mètre à la valeur trouvée. Ne plus toucher ce bouton par la suite.



③ Plonger alors délicatement la sonde dans une solution étalon de pH connu, de telle sorte que l'extrémité sphérique soit bien immergée, sans toucher le fond du bécher. Agiter.

④ Mettre le pH-mètre en position « pH », puis, à l'aide du bouton STANDARDISATION, faire coïncider la valeur affichée avec celle de la solution-étalon. Ne plus toucher ce bouton par la suite.

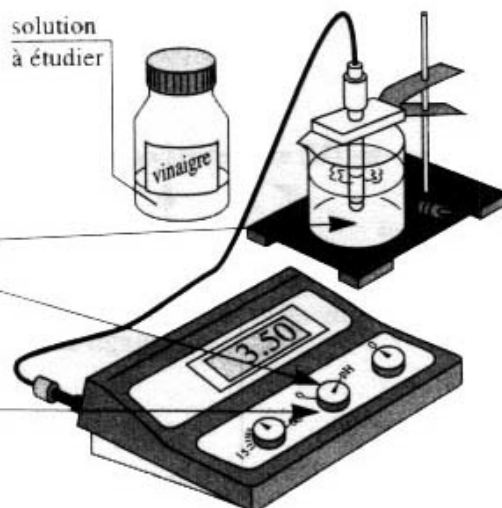
⑤ Mettre le pH-mètre en position ZERO, avant de retirer la sonde. Ne pas jeter la solution-étalon. Rincer la sonde avec de l'eau distillée.

Mesures.

La méthodologie est détaillée ci-dessous.

① Plonger la sonde de pH dans la solution à étudier. Agiter. Mettre le pH-mètre sur la position « pH ». Après la stabilisation de la mesure, relever la valeur indiquée.

② Mettre le pH-mètre sur la position ZERO avant de retirer la sonde de la solution.



③ Lors de tout changement de solution, rincer la sonde avec de l'eau distillée avant d'effectuer de nouvelles mesures.

Remarque

Mais la précision de la mesure du pH dépend de la "fraîcheur" des solutions étalons utilisées, de l'état de la sonde et de la qualité de l'étalonnage.

Si on utilise un pH mètre qui indique une valeur $pH = 5,30$, cela signifie qu'on a une connaissance du pH à 0,05 unité près, soit $5,25 < pH < 5,35$ soit $-5,25 > -pH > -5,35$ soit $10^{-5,25} < [H_3O^+] < 10^{-5,35}$ soit $4,467 \times 10^{-6} < [H_3O^+] < 5,623 \times 10^{-6}$

Nous avons par ailleurs $pH_{\text{Mesuré}} = 5,30$ soit $[H_3O^+]_{\text{Mesuré}} = 10^{-5,30} = 5,012 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

Nous écrivons donc $[H_3O^+]_{\text{Réel}} = (5,0 \pm 0,6) \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'incertitude absolue $\Delta[H_3O^+]$ sur la valeur de la concentration des ions oxoniums est de $0,6 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$. L'incertitude relative vaut:

$$\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{0,6 \times 10^{-6}}{5,0 \times 10^{-6}} = 0,12 \quad \text{soit } 12\%$$

Une incertitude de 0,05 unité de pH sur la mesure du pH entraîne une incertitude relative de l'ordre de 10% sur la concentration en ions oxoniums correspondante.

Aussi, toute concentration déduite d'une mesure de pH devra être exprimée avec, au plus, deux chiffres significatifs.

L'étiquetage des substances dangereuses



Je fais brûler



Je tue



Je ronge



Je nuis ou j'irrite



Je m'enflamme



Je pollue



J'explose



J'abîme la vie



En plus de ces symboles, très généraux, les étiquettes mentionnent, de façon plus précise, les risques particuliers et les conseils de sécurité propres à chaque article.

DANGERS ET SECURITE.

De nombreux accidents domestiques graves, et même mortels, se produisent chaque année. Ces accidents, qui affectent en particulier les jeunes enfants, sont souvent provoqués par des produits chimiques d'usage courant.

DANGERS A LA MAISON...

Les produits ci-dessous, achetés dans le commerce, sont dangereux:



- ils présentent un risque mortel si on les avale;
- ils peuvent rendre aveugle en cas de projection de quelques gouttes dans les yeux;

Certains de ces produits:

- provoquent des brûlures de la peau;
- libèrent des gaz irritants.

Il ne faut jamais mélanger de l'acide chlorhydrique et de l'eau de javel, car il se dégage alors du dichlore, gaz toxique.

PRECAUTIONS ESSENTIELLES.

- Ranger ces produits hors de portée des enfants dans un placard fermé à clé.
- Vérifier que les flacons conservent leur étiquette;
- Ne pas garder de solution chimique dans une bouteille non étiquetée; elle pourrait être confondue avec une boisson usuelle;
- Respecter les indications d'emploi écrites sur l'étiquette.



EN CAS D'ACCIDENT..

1°) Produit nocif avalé.

- Téléphoner immédiatement au centre antipoison de la région (03.88.37.37.37) ou aux pompiers (18) en indiquant le nom du produit avalé.

- En attendant les conseils ou les secours, **ne pas faire vomir, ne pas faire boire.**

3°) Produit nocif dans les yeux.

- Rincer l'oeil atteint à grande eau.
- Appeler les pompiers.

2°) Gaz nocif respiré.

- Ouvrir les fenêtres, écarter l'accidenté de l'atmosphère viciée.
- Contacter les pompiers ou le SAMU (15).

4°) Produit nocif sur la peau.

- Retirer les vêtements imprégnés du produit nocif.
- Laver à grande eau, la partie atteinte.
- Consulter rapidement un médecin.



INFOS PRATIQUE.

UNE DIGESTION ACIDE.

L'appareil digestif est le siège de nombreuses réactions chimiques.

Dans l'estomac, les macromolécules de protéides sont découpées en petites molécules d'acides aminés grâce à un enzyme, la pepsine, qui n'est efficace que si elle agit en milieu acide. L'estomac fabrique donc de l'acide chlorhydrique qui donne ainsi un pH de l'ordre de 1.

Les parois de notre estomac sont protégées de l'action de l'acide par un mucus, mais parfois nous pouvons ressentir des "aigreurs" d'estomac dues à cette acidité. La prise de certaines substances comme le bicarbonate de soude dont le pH est voisin de 8 permet d'atténuer cette acidité.

UN VENIN CORROSIF.

Certains insectes fabriquent des venins à base d'acides pour paralyser leurs proies.

Le plus courant est l'acide formique, que l'on trouve, par exemple, chez les fourmis et qui est à l'origine de leur nom. Les piqures de guêpes et d'abeilles peuvent être douloureuses à cause de cet acide formique. Pour calmer la douleur, on peut appliquer des solutions basiques, comme un peu d'eau de javel, ou d'ammoniaque dilués.

LE pH DES SOLS.

Le pH des sols revêt, pour l'agriculteur, une très grande importance: un sol argileux est acide, alors qu'un sol calcaire est basique.

Il pourra ainsi adapter son choix de culture à chaque type de sol. Il sait par exemple, que le blé, les vignes, les fraisiers préfèrent un sol acide alors que les betteraves se développent mieux dans un sol de pH basique. Des plantes, comme les hortensias, quand à elle, se développent selon l'acidité ou la basicité du sol (sur un sol acide, les hortensias sont roses, sur un sol basique, ils sont bleus).

pH ET BIOLOGIE.

Le sang a un pH compris entre 7,3 et 7,5, la sueur entre 7,2 et 7,5 et les larmes entre 7,2 et 7,6.

Le pH du sang ne doit pas varier au-dessous de 7,2, ni au-dessus de 7,6 sinon il y a risque de mort.

SOUS LA DOUCHE.

Parmi les produits d'hygiène corporelle, figurent des produits basiques: savons, shampooings, gels-douches.... Si leur pH est trop élevé, ils piquent les yeux.

QUESTION DE GOUT.

De nombreux aliments ont un goût acide: les bonbons acidulés, les jus de fruits naturels, les cornichons, la sauce vinaigrette.... Les boissons gazeuses sont des solutions acides qui contiennent du dioxyde de carbone dissous. Différents acides (acides citriques, acétique, lactique...) entrent dans leurs compositions, mais leur pH se situe entre 3 et 6, valeurs bien acceptées par l'organisme.

LES PLUIES ACIDES.

Qu'est-ce que les pluies acides ?

L'utilisation des combustibles fossiles (gaz naturel, fioul, essence) s'accompagne d'émissions d'oxydes de soufre et d'oxydes d'azote dans l'atmosphère.

La dissolution des oxydes de soufre et des oxydes d'azote dans l'eau de l'atmosphère entraîne la formation d'acides sulfurique et nitrique, à l'origine des pluies acides.

Les responsabilités de l'homme ?

En rejetant les polluants dans l'atmosphère, comme les oxydes d'azote et de soufre, l'Homme favorise la formation des pluies acides.

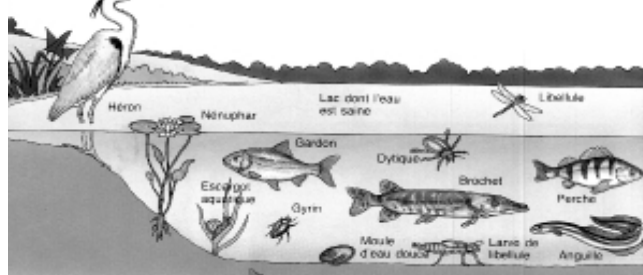
Les conséquences sur l'environnement.

Les pluies acides provoquent le dépérissement des forêts et la dégradation des monuments.

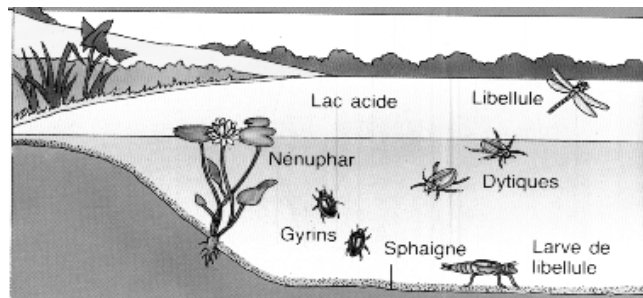


L'acidification des lacs et des rivières entraîne une destruction du milieu aquatique.

AVANT

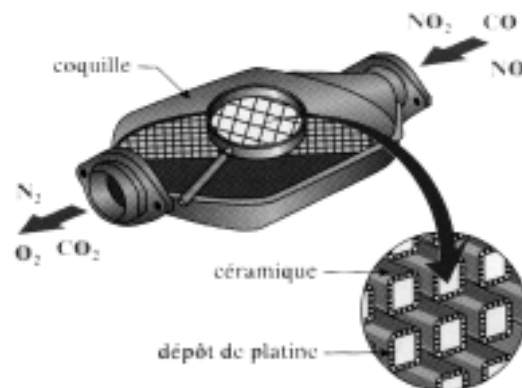


APRES



Le pot catalytique ?

Le dépôt de platine à l'intérieur du pot catalytique provoque la dissociation des oxydes d'azote en diazote et en dioxygène. De sorte qu'on limite les rejets des gaz responsables des pluies acides.



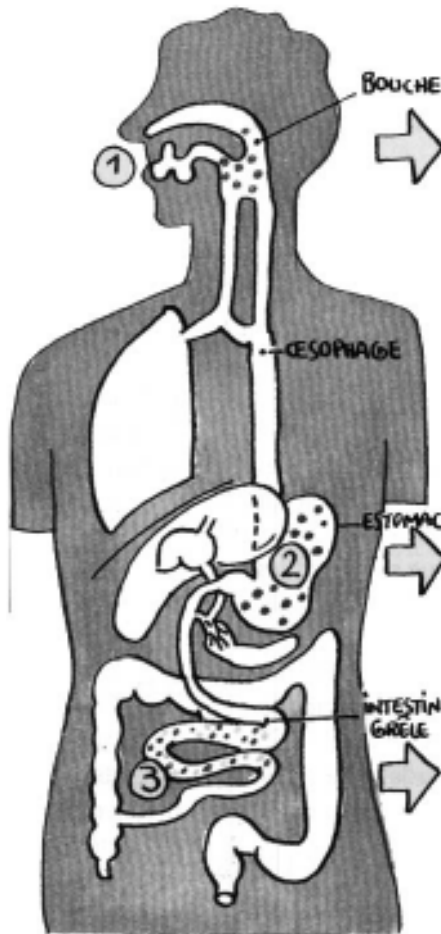
LES ACIDES ET LES BASES DANS LA DIGESTION.

Le tube digestif humain est une usine chimique particulièrement complexe, où:

- les aliments sont les matières premières;
- les nutriments sont les produits finis;
- comme toute usine, le tube digestif a ses déchets.

La digestion est une suite de réactions chimiques se produisant à température constante et dans un milieu acide ou basique.

Les aliments de notre alimentation sont regroupés en trois familles: les Lipides, les Glucides et les Protides.



Dans la bouche, les dents broient les aliments et la salive acide découpe les aliments en morceaux plus fins et capables d'emprunter l'oesophage.



Dans l'estomac, l'acide chlorhydrique maintient un pH voisin de 1 à l'intérieur de l'estomac, ce qui a pour effet:

- de "découper" de façon irréversible la longue chaîne des aliments, de les "transformer";
- et de stériliser les aliments. Ainsi de nombreux germes bactériens sont-ils détruits ou neutralisés.



En se déversant par l'intermédiaire du canal cholédoque, la bile ramène à 8 le pH de l'intestin, une valeur légèrement basique. Dans ces conditions, le suc va transformer le sucre absorbé en un autre sucre assimilable par l'organisme.



ACIDITE ET BOISSONS.

Le caractère acide d'une boisson est lié à la présence de certaines substances dissoutes qui sont des acides. Par exemple, l'acidité du jus de citron est due à l'acide citrique, celle de l'eau Perrier est due au dioxyde de carbone dissous.

Le pH d'une solution est très importante. Une modification notable de sa valeur peut avoir des conséquences graves:

Biologie: Le pH sang est compris entre 7,3 et 7,5. L'organisme ne supporte pas une variation hors de ces limites, sous peine de mort. Une alimentation riche en viande, un gros effort musculaire sont acidifiants. Une alimentation végétarienne et le travail digestif élèvent le pH. Le corps assure lui-même sa régulation avec des solutions tampons, contenues dans le plasma, qui maintiennent le pH constant.

Industrie alimentaire. Le lait de vache a un pH compris entre 6,3 et 6,7. Si le lait est trop acide, il caille facilement.

Pharmacie. L'aspirine dissoute dans l'eau donne une solution acide. Une acidité trop forte peut provoquer un ulcère à l'estomac. Aussi vend-on de l'aspirine à pH 8.

Aquaculture. Un poisson d'eau douce supporte une eau au pH compris entre 6,5 et 7. Un poisson d'eau de mer ne supporte qu'un milieu au pH compris entre 8 et 8,5. Une chute de pH pourrait expliquer les migrations saisonnières de certains poissons qui ne peuvent vivre que dans des eaux de mer de pH défini.

Agriculture. On observe de grandes variations de pH suivant les terrains: un sol calcaire est basique et un sol silicieux est acide. Ce ne sont pas les mêmes plantes qui poussent sur ces terrains: la betterave sucrière aime les terres de pH compris entre 7,0 et 7,7. Les hortensias sont roses en milieu plutôt basique et bleus en milieu plutôt acide. On peut corriger le pH d'un sol en effectuant un amendement.

DOCUMENT. LES PLUIES ACIDES.

1°) INTRODUCTION.

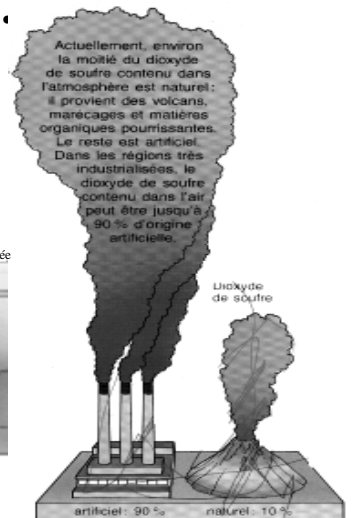
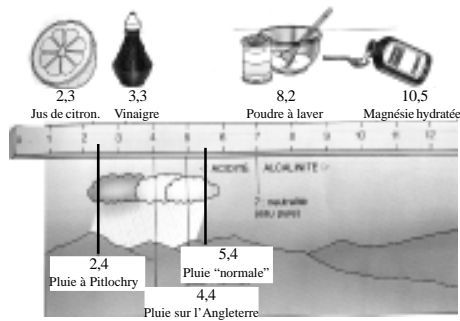
LA POLLUTION DE L'AIR.

Toute pluie est légèrement acide: le gaz carbonique contenu naturellement dans l'air se dissout en effet dans les gouttelettes d'eau et forme un acide faible. Celui-ci est utile, car il dissout les produits minéraux du sol, qui peuvent être alors absorbés plus facilement par les plantes et les animaux.

Une pollution acide est produite par les fumées et gaz (dioxyde de soufre et oxydes d'azote) que rejettent dans l'air les usines, les foyers des maisons et les voitures et camions.

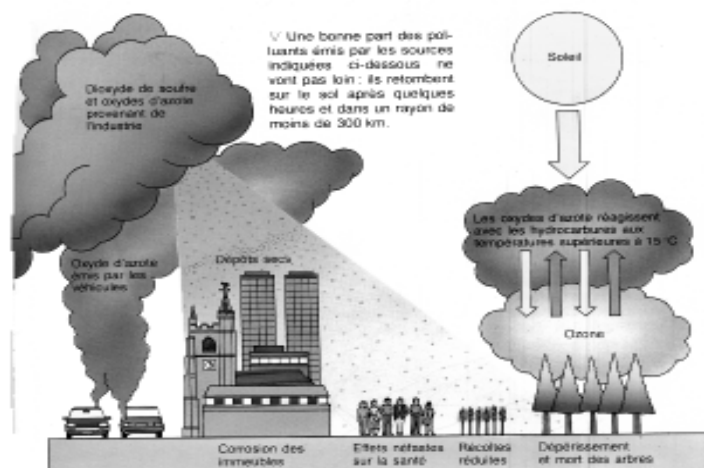
Ces fumées et gaz subissent des changements et deviennent acides. Puis ils redescendent vers le sol:

- ils forment des "dépôts secs" de gaz et de particules, dont la plupart retombent localement;
- ou bien ils se combinent avec l'eau de l'atmosphère et forment ainsi des acides sulfuriques ou nitriques dilués, qui tombent en "dépôts humides".



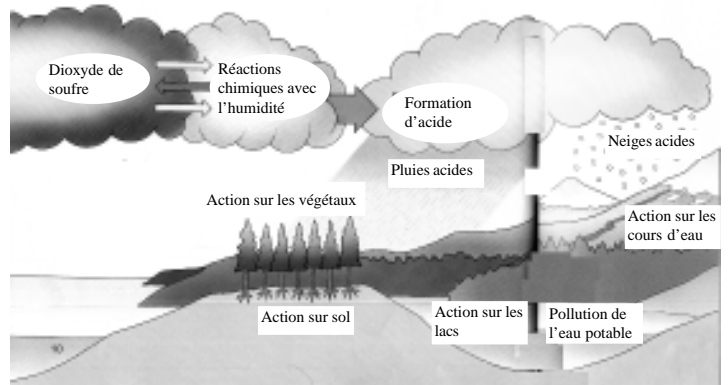
LES POUSSIÈRES ACIDES.

Ces dépôts secs attaquent les pierres des maisons et immeubles, corrodent les métaux et réduisent la durée de vie des peintures. Elles peuvent même endommager le cuir, le papier et les tissus à l'intérieur des maisons. Les fumées peuvent aussi être emportées par les vents vers de proches forêts ou terres de culture: elles y abîment les arbres, arrêtent les croissances des plantes et réduisent les récoltes, ce qui peut entraîner des pertes financières importantes.



LES PLUIES ACIDES.

Si les polluants restent plus longtemps dans l'atmosphère, ils ont plus de chances de réagir avec son humidité et de retomber ensuite en pluies acides. Un vent violent peut maintenir les acides dans l'air pendant plusieurs jours, et les transporter à des centaines de kilomètres de distance, souvent au-delà des frontières de pays. Elles peuvent aussi pénétrer dans le sol, modifier son équilibre chimique et nuire ainsi aux plantes et aux récoltes. Elles peuvent s'écouler dans les cours d'eau et les lacs, polluer l'eau potable et tuer les plantes aquatiques et les animaux. Elles peuvent aussi s'attaquer aux roches et pierres.

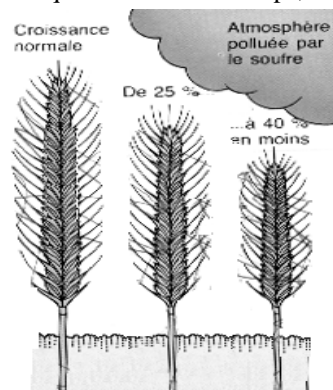


2°) LES CONSÉQUENCES.

LES FORÊTS DENUDES.

Les forêts sont une des plus précieuses ressources naturelles de notre Terre: elles régularisent le climat local, accumulent et répartissent l'eau, affermissent les sols, abritent une vie sauvage très variée, et enfin nous fournissent du bois.

Mais des zones très étendues de forêts dépérissent en Europe et en Amérique du Nord. Les arbres atteints perdent leurs feuilles ou aiguilles et cessent de croître; leur écorce abîmée rend plus vulnérables aux attaques du mauvais temps, des insectes et des maladies.



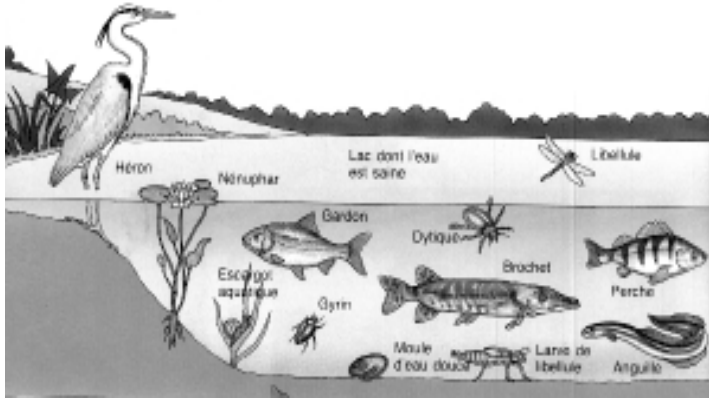
LE SOL EMPOISONNÉ.

Pour comprendre l'état des forêts, nous devons examiner le sol. Celui-ci est une des ressources naturelles les plus riches et précieuses: c'est lui qui porte les forêts et les récoltes. Les plantes et les animaux vivent dans un système naturel complexe, où les éléments nutritifs sont puisés dans le sol et y retournent ensuite. Si la pollution acide atteint le sol, la circulation des éléments nutritifs est troublée, et les plantes peuvent en mourir. Alors les animaux n'ont plus de nourriture et périssent à leur tour: la base même du milieu vital est atteinte.

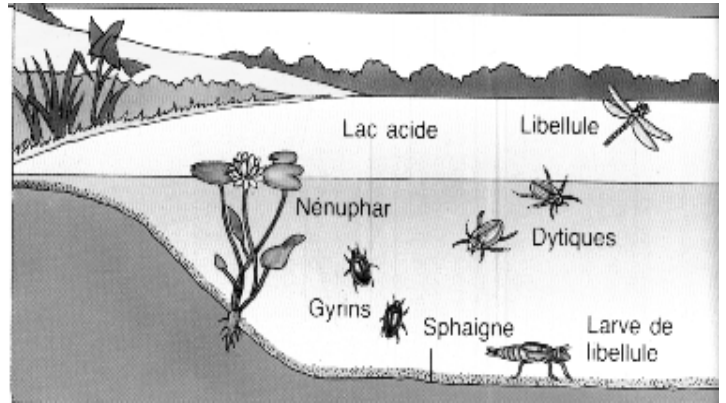
<<< Diverses cultures sont sensibles à la pollution de l'air. Des recherches ont révélé, par exemple, que la croissance de l'orge est réduite de 25 à 40% dans une atmosphère polluée par le soufre.



UNE BEAUTE SINISTRE.



Un lac aux eaux saines entretient une grande diversité d'espèces vivantes: des plantes, du plancton, des mollusques et des poissons sans l'eau, des insectes et plantes flottantes à sa surface, et des oiseaux et autres animaux sur ses rives.



Un lac aux eaux polluées ne peut entretenir que quelques espèces spécialement résistantes. Les poissons y meurent, et les oiseaux sont ainsi privés de leur principale source de nourriture. S'ils mangent alors des larves d'insectes qui ont absorbé l'aluminium contenu dans les eaux acides, ils meurent à leur tour.

Un lac atteint par la pollution acide est étonnamment beau. Comme il ne reste presque plus d'êtres vivants dans le lac, et que les poussières et sédiments sont souvent retenus dans son lit par certaines mousses qui survivent dans les eaux acides, son eau devient transparente comme le cristal.

Mais une telle beauté est trompeuse, car ce lac est devenu un désert. Certaines espèces animales, notamment les poissons, peuvent supporter temporairement une acidité modérée de l'eau. Mais quand elle atteint un certain niveau, les plantes et les animaux disparaissent presque tous, à part les plus résistants.

Les eaux acides sont amenées dans les lacs par les cours d'eau, ou ruissellent des terrains environnants, ou y tombent sous forme de pluies ou de neiges acides.

LA CORROSION.

Les pierres tendres des bâtiments ont toujours été rongées naturellement par l'action de la pluie et du vent, mais cette corrosion s'est accrue fortement ces derniers temps en raison de la pollution acide.

Des monuments célèbres, tels que le Parthénon d'Athènes, la statue de la Liberté de New York, la cathédrale de Strasbourg..... ont tous subi des dommages provoqués par la pollution de l'air. Quand, après exemple, des polluants riches en soufre se déposent à la surface des monuments construits en pierre calcaire ou en grès, ils se combinent à ces matières pour former du gypse, une substance poudreuse et friable, que l'eau de pluie emporte facilement.

La pollution acide corrode aussi le verre, les rails de chemin de fer, les ponts en acier, les oléoducs enfouis dans le sol, et évidemment les carrosseries des voitures et autres véhicules.



3°) LES SOLUTIONS.

La pollution acide constitue un problème sérieux, mais il existe plusieurs moyens éprouvés pour la maîtriser et pour diminuer ou épurier les émissions de fumées et cendres qui la causent.

TRAITEMENT DU CHARBON.

Un des moyens les plus simples est de purifier le charbon avant qu'il soit brûlé. Pour cela il est réduit en petits fragments, et puis lavé à l'eau ou soumis à un procédé, pour en enlever le soufre.

DES FUMÉES PLUS PROPRES.

La pollution acide peut encore être réduite par le traitement des gaz et fumées que rejettent les centrales, les usines et les voitures.

Les gaz émis par les usines peuvent être purifiés par un traitement au moyen de produits chimiques. Ceux que rejettent les voitures et les camions sont épurés par un pot catalytique.

