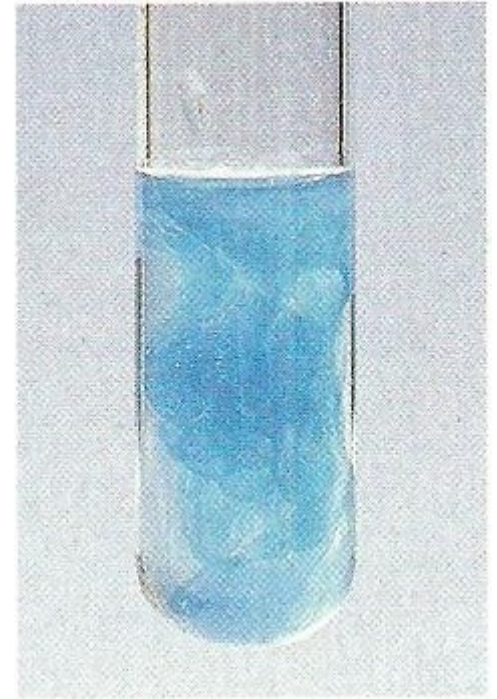


Chapitre n°4



3°



Comment mettre des ions
en évidence ?



>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

>**Objectifs:** Découvrir les tests d'ions courants. Respecter des consignes de sécurité dans le domaine de la chimie et maîtriser des gestes manipulateurs.

>**Situation initiale:** Pour identifier les types d'ions présents dans des solutions aqueuses, le chimiste dispose de différents tests. Dans ces tests, il utilise divers **réactifs** qui vont, selon la nature des ions présents, aboutir à **différentes observations**.

>**Sécurité:** Port de la blouse et des lunettes obligatoire, espace de travail dégagé, manipulation soignée (tenue du flacon, nettoyage du matériel à l'eau distillée, etc.).



>**Compétence du socle commun travaillée:** Réaliser, manipuler, appliquer des consignes.

>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

Partie n°1: Mise en évidence des ions chlorure (Cl^-):

>Nettoyez deux des tubes à essais mis à votre disposition.



>Versez dedans quelques mL (soit l'équivalent de 4 ou 5 cm de hauteur):

-d'eau distillée (eau pure) dans le premier (tube témoin) ;

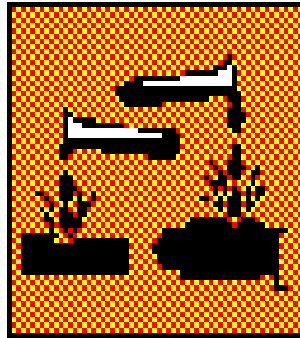
-d'eau salée, solution aqueuse de chlorure de sodium

contenant des ions chlorure (et des ions sodium) dans le second.

>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

Partie n°1: Mise en évidence des ions chlorure (Cl^-):

>Ajoutez, avec précaution, quelques gouttes de **nitrate d'argent** dans chacun des tubes.



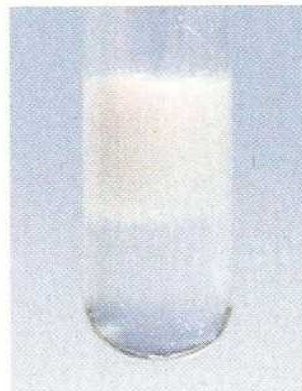
>Notez vos observations (texte et schéma)

eau distillée
sans ions chlorure



Rien ne se produit

Avec l'ion Cl^-



on obtient
un précipité **blanc**.

Pour mettre en évidence les ions chlorure (Cl^-), on utilise du **nitrate d'argent**.

En cas de **présence d'ions chlorure** il se forme un **précipité blanc** lors de l'ajout de nitrate d'argent.

>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

Partie n°2: Mise en évidence des ions métalliques : cuivre(II) (Cu^{2+}) ; fer(II) (Fe^{2+}) et fer (III)(Fe^{3+}):

>Nettoyez quatre des tubes à essais mis à votre disposition.

>Versez dedans quelques mL (soit l'équivalent de 4 ou 5 cm de hauteur):

-d'eau distillée (eau pure) dans le premier (tube témoin) ;

-d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) **contenant des ions cuivre (II)** (et des ions sulfate) dans le deuxième.

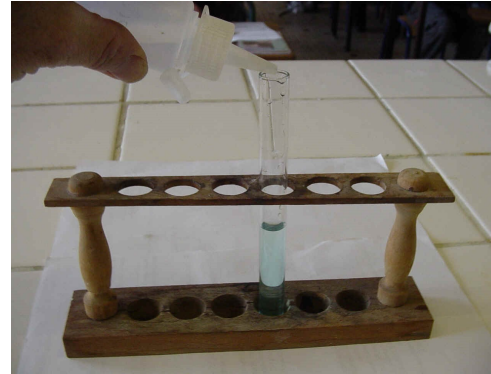
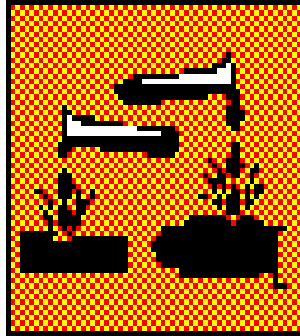
-d'une solution aqueuse de chlorure de fer (II) **contenant des ions fer (II)** (et des ions chlorure) dans le troisième.

-d'une solution aqueuse de sulfate de fer (III) **contenant des ions fer (III)** (et des ions sulfate) dans le quatrième.

>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

Partie n°2: Mise en évidence des ions métalliques : cuivre(II) (Cu^{2+}) ; fer(II) (Fe^{2+}) et fer (III)(Fe^{3+}):

>Ajoutez, avec précaution, quelques gouttes de soude dans chacun des tubes.



>Notez vos observations (texte et schéma)

eau distillée
sans ions métalliques



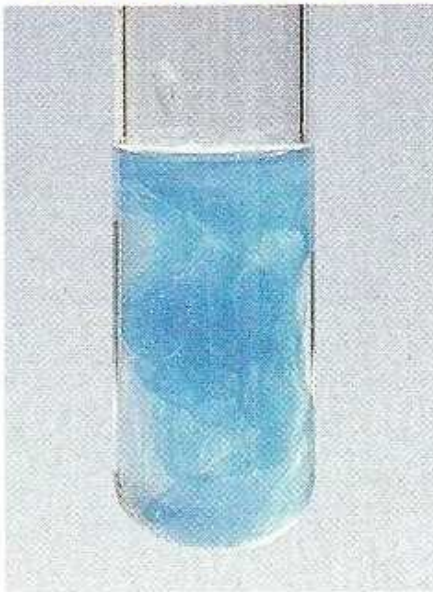
Rien ne se produit

>T.P. n°1: Tests de quelques ions.

Partie n°2: Mise en évidence des ions métalliques : cuivre(II) (Cu^{2+}) ; fer(II) (Fe^{2+}) et fer (III)(Fe^{3+}):

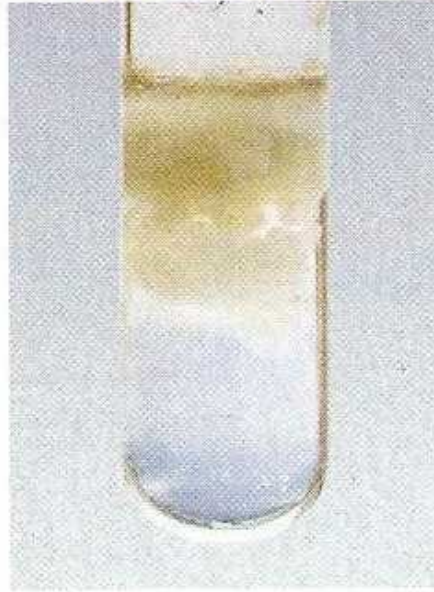
>Notez vos observations (texte et schéma)

Avec l'ion Cu^{2+}



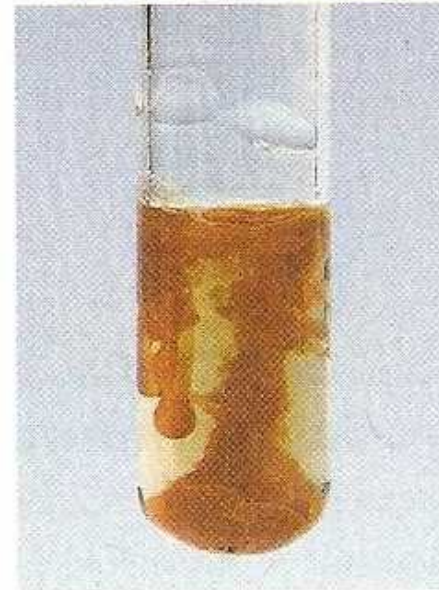
on obtient un précipité **bleu**.

Avec l'ion Fe^{2+}



on obtient un précipité **verdâtre**.

Avec l'ion Fe^{3+}



on obtient un précipité **brun rouille**.

>Pour mettre en évidence les ions métalliques cuivre (II), fer (II) et fer (III), on utilise de la soude. Il se forme alors:

Un précipité bleu en présence d'ions cuivre (II), vert en présence d'ions fer (II), brun rouille en présence d'ions fer (III).

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

Les solutions aqueuses qui nous entourent possèdent diverses propriétés physico-chimiques.

Parmi celles-ci nous retrouvons le fait qu'elles peuvent être au choix:

-acides ;

- neutres;

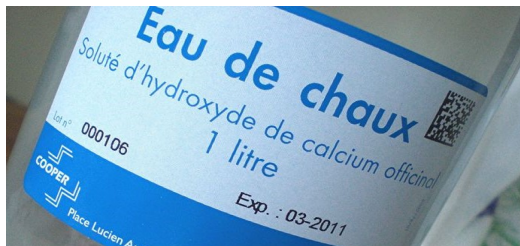
-Basiques.



Le vinaigre dans lequel les cornichons sont conservés est **acide**.



Le lait est un liquide **neutre**.



L'eau de chaux est une solution **basique**

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

Ce caractère est dû à la **présence en plus ou moins grande quantité de deux types principaux d'ions**:

Les ions hydrogène (H^+) : ils sont **responsables du caractère acide** d'une solution. Ainsi, s'ils **sont majoritaires** dans une solution aqueuse, celle-ci sera **acide**.

Les ions hydroxyde (HO^-) : ils sont **responsables du caractère basique (alcalin)** d'une solution. Ainsi, s'ils **sont majoritaires** dans une solution aqueuse, celle-ci sera **basique**.

Si une solution **contient des ions hydrogène et des ions hydroxyde en quantité égale**, elle est alors **neutre**.

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

Pour mettre les ions hydrogène (H^+) ou hydroxyde (HO^-) en évidence, il faut mesurer le pH de la solution.

Pour cela, on utilise soit:

Du papier indicateur de pH:

Il change de teinte selon le caractère acide, neutre ou basique du liquide porté à son contact. Le pH est estimé par **comparaison sur une échelle de teintes**.
Morceau de papier à usage unique.



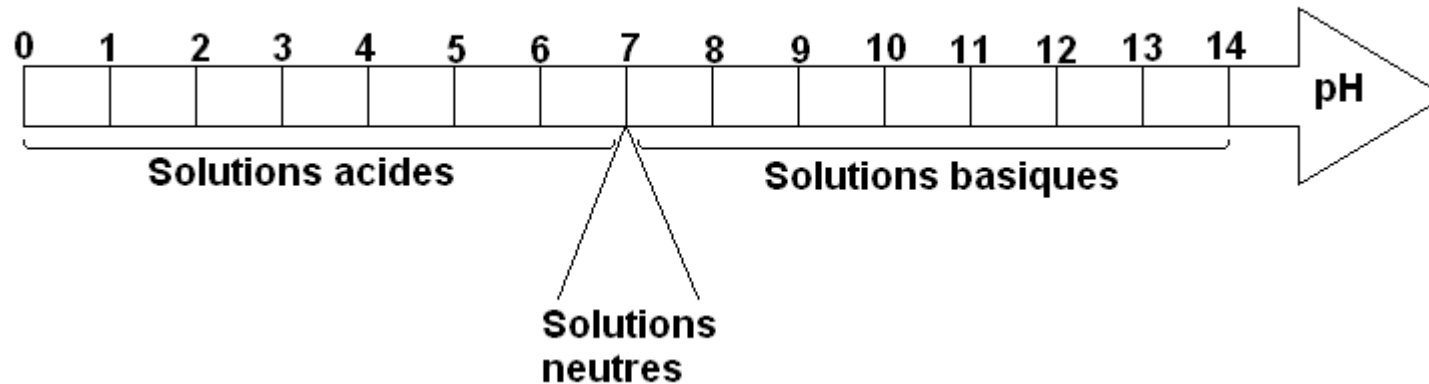
Un pH-mètre:



Après rinçage, la sonde du pH-mètre est trempée dans la solution étudiée. Le pH est alors directement lu sur l'écran. Le pH-mètre est toujours nettoyé, rebouché et éteint après usage.

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

Le pH d'une solution aqueuse varie toujours entre 0 et 14 de sorte que:



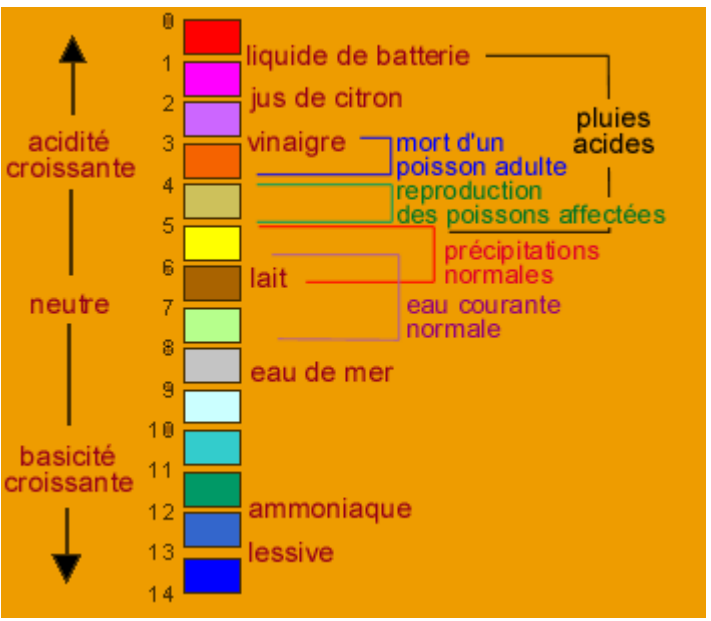
Pour un pH entre 0 et 7 (exclus), les solutions sont **acides**.
Plus le pH est proche de 0, plus la solutions est acide: elle contient de plus en plus d'ions hydrogène (H^+).

Pour un pH entre 7 (exclus) et 14, les solutions sont **basiques**.
Plus le pH est proche de 14, plus la solutions est basique: elle contient de plus en plus d'ions hydroxyde (HO^-).

Pour un pH proche de 7 , les solutions sont **neutres**.
Ni les ions hydrogène (H^+), ni les ions hydroxyde (HO^-) sont clairement majoritaires.

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

Remarque: La vie a besoin d'eau.
Cependant, le pH de l'eau permettant la vie doit appartenir à un certain domaine:



La vie n'est en effet possible qu'aux environs d'un pH compris entre 5 et 9.



Forêt dévastée par des « pluies acides ».

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

>Manipulations: Mesurons le pH de diverses solutions aqueuses.

> **Objectifs:** Estimer et mesurer le pH de diverses solutions aqueuses pour en évidence la présence des ions hydrogène (H^+) et des ions hydroxyde (HO^-) dans ces solutions. Réaliser, manipuler et suivre des consignes. (socle commun)

>**Sécurité:** Port de la blouse et des lunettes obligatoire.
Manipulations soignées (espace de travail dégagé, calme, bonne tenue des flacons, etc.)



T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

>Manipulations: Mesurons le pH de diverses solutions aqueuses.

En utilisant le **papier indicateur de pH** puis le **pH-mètre**, estimez et mesurez le pH des diverses solutions. Complétez le tableau ci-dessous :

Solution étudiée	Eau distillée	Eau de chaux	Eau de pluie	Vinaigre	Lait	Limonade	Jus de citron	Soda au cola	Eau minérale	Soude	Acide chlorhydrique
pH estimé au papier indicateur de pH											
pH mesuré au pH-mètre											
Nature de la solution (acide, basique ou neutre)											
Ions majoritaires (entre les ions hydrogène (H^+) et les ions hydroxyde (HO^-))présents dans la solution aqueuse étudiée											

-Parmi les solutions étudiées quelle est celle qui est la plus acide ?

-Parmi les solutions étudiées quelle est celle qui est la plus basique ?

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

>Dangers des solutions acides ou basiques concentrées .

Du fait du danger qu'elles représentent pour l'Homme ou son environnement, les solutions acides ou basiques concentrées sont étiquetées avec le pictogramme suivant:



Rappelez la signification d'un tel pictogramme:

>Situation du problème: A la fin d'un T.P., vous disposez d'un flacon contenant de l'acide concentré dont vous souhaitez vous « débarrasser ». Comment faire ?

-Pouvez-vous rejeter cette solution telle quelle à l'évier ? Justifiez.

>**Non**, une telle solution **ne peut et ne doit pas être rejetée à l'évier**: nous risquons d'une part d'**endommager nos systèmes de collecte des eaux usées** et d'autre part cela serait **néfaste pour l'environnement** (milieu aquatique, etc.)

T.P. n°2 : A quoi est dû le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse ? Mesures de pH de solutions aqueuses.

>Dangers des solutions acides ou basiques concentrées .

-Comment, selon vous, pourrait-on espérer rendre cette solution moins concentrée et donc moins « agressive » pour l'environnement ? Proposez, sur votre cahier de brouillon, une expérience à réaliser pour rendre cette solution d'acide concentrée moins corrosive. Comment pouvez-vous prouver que votre expérience est efficace ?

>Il faut diluer la solution d'acide concentré.

1-Mesurer, à l'aide d'un pH-mètre le pH de la solution d'acide concentrée: pH=

2-Verser une goutte de cette solution concentrée dans une fiole jaugée et diluer jusqu'au trait de jauge en ajoutant de l'eau distillée.

3-Homogénéiser la solution en retournant plusieurs fois la fiole jaugée bouchée et complétez au trait de jauge si nécessaire.

4-Verser la solution d'acide diluée dans un bécher propre et mesurer son pH: pH=

5-Comment le pH a-t-il varié au cours de cette dilution ?

>Le pH a augmenté: la solution reste acide ($\text{pH} < 7$) mais la solution est moins acide. En diluant énormément, le pH se serait rapproché de 7 (en restant inférieur)