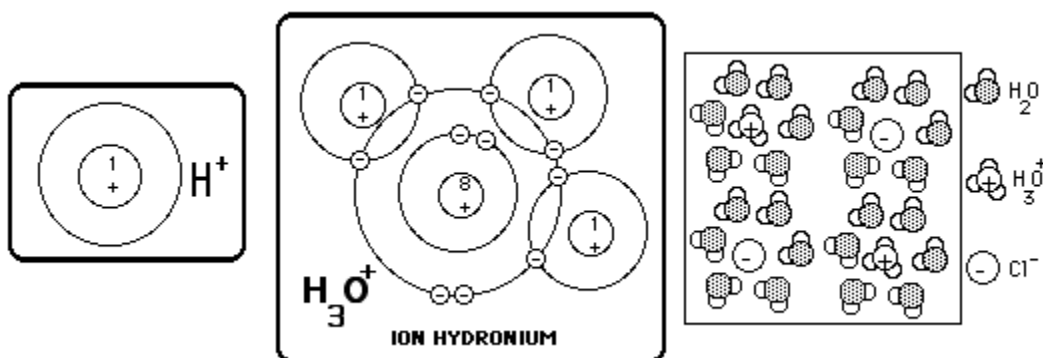


ACIDITÉ, pH ET STOECHIMÉTRIE

I. ACIDES BASES ET SELS

1.1) FONCTION ACIDE

Définition: Un acide est une substance ionique qui libère des protons (H^+) en solution aqueuse. Le cation est un proton (H^+) et l'anion est différent de l'ion hydroxydes (OH^-). Les propriétés qui déterminent la fonction acide sont dues au proton (H^+).



Formule moléculaire: La formule moléculaire d'un monoacide renferme un atome d'hydrogène: HA ou H^+A^-
Exemple : HCl (acide chlorhydrique)

La formule moléculaire d'un diacide renferme deux atomes d'hydrogène. H_2A ou $2H^+A^{2-}$
Exemple : H_2SO_4 (acide sulfurique).

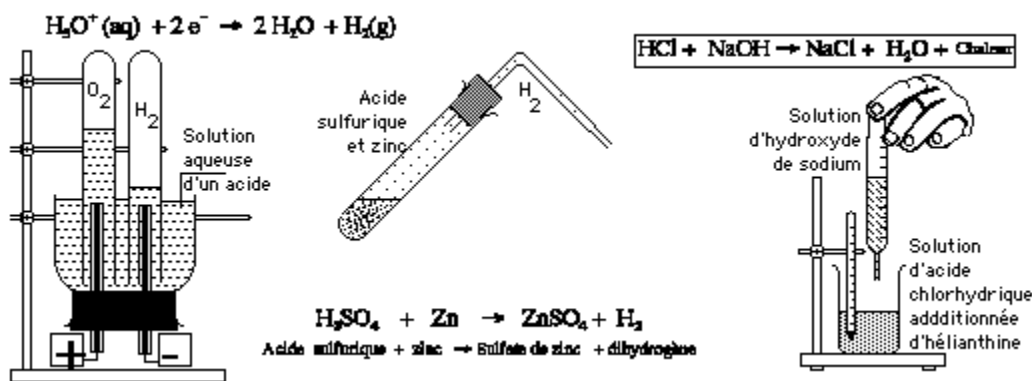
Nomenclature: Pour nommer un acide binaire, on utilise le suffixe « hydrique » : **HCl : acide chlorhydrique**
Pour nommer un acide ternaire, on utilise le suffixe « ique » : **$HClO_3$: acide chlorique**

Les acides possèdent un ensemble de propriétés qui définissent la **FONCTION ACIDE**.

Dissociation et hydratation des ions: En solution dans l'eau un acide se dissocie pour donner des protons et un anion (A^-) différent de l'ion hydroxyde (OH^-). Les protons se fixent sur les molécules d'eau et se transforment en ions (H_3O^+) qui s'entourent de molécules d'eau. Les anions s'entourent également de molécules d'eau. C'est le phénomène d'hydratation des ions; il s'accompagne toujours d'un dégagement de chaleur (réaction exothermique). Les ions hydratés sont appelés « IONS AQUEUX ». Ainsi le chlorure d'hydrogène (HCl) se dissout dans l'eau pour donner l'acide chlorhydrique

Goût: Les acides possèdent en général un goût aigre. *Conductibilité électrique:* On plonge les deux électrodes d'un conductimètre dans une solution d'acide sulfurique; puis on recommence avec les solutions d'acide chlorhydrique et d'acide nitrique. Dans les trois cas on observe que l'ampoule électrique s'allume. Par conséquent les solutions aqueuses des acides contiennent des ions mobiles qui permettent le passage du courant.

Électrolyse: Plaçons dans un voltamètre à électrodes inattaquables une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (HCl) et regardons ce qui se passe au bout de quelques minutes. Puis recommençons avec les solutions aqueuses d'acide sulfurique (H₂SO₄) et d'acide nitrique (HNO₃). Qu'observons-nous ?



Dans les trois cas nous obtenons un dégagement de dihydrogène à la cathode et un dégagement de dioxygène à l'anode. Il peut se produire des réactions secondaires. Avec l'acide chlorhydrique nous obtenons aussi le dégagement de dichlore à l'anode, qui se dissout dans l'eau. Le dihydrogène et le dioxygène sont facilement identifiables.

Actions sur les indicateurs colorés: Nous ferons réagir sur les trois acides trois indicateurs colorés: le bleu de bromothymol, l'hélianthine, le bleu de thymol et le tournesol. Nous observons des résultats similaires avec les trois acides:

- Les solutions acides font virer le bleu de bromothymol du vert au jaune.
- Les solutions acides font virer l'hélianthine du jaune au rouge. Les solutions acides font virer le bleu de thymol du jaune à l'orange.
- Les solutions acides font virer au rouge le papier tournesol.

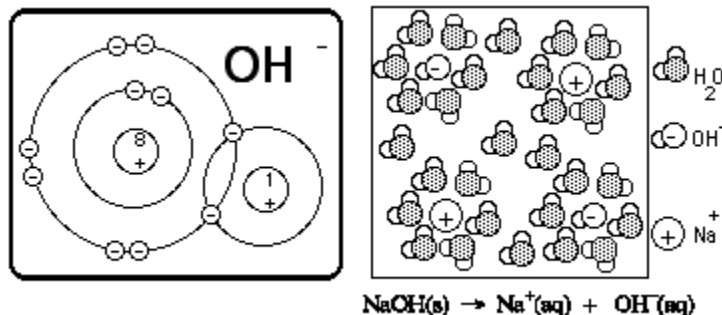
Réactions avec les métaux: Dans une éprouvette qui contient de la grenaille de zinc, on ajoute quelques millilitres d'acide sulfurique. Au bout de quelques instants un gaz se dégage: c'est du dihydrogène. De plus on peut remplacer le zinc par un autre métal (le fer par exemple) et on observe encore un dégagement de dihydrogène. Les acides réagissent en général sur les métaux pour donner un dégagement de dihydrogène.

Réaction avec les bases: Versons dans un bécher quelques millilitres d'une solution d'acide chlorhydrique et ajoutons y quelques gouttes d'hélianthine. Nous observons une coloration rouge. Tout en maintenant un thermomètre à l'intérieur du bécher, versons goutte à goutte une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration. A un moment donné une goutte fait passer la coloration de l'hélianthine du rouge au jaune, et en même temps le thermomètre nous indique un échauffement. La solution d'acide chlorhydrique a été neutralisée par la solution d'hydroxyde de sodium. Il se forme du chlorure de sodium et de l'eau. Cette réaction se fait avec un dégagement de chaleur. On observe une réaction analogue avec l'acide nitrique et l'acide sulfurique. Un acide réagit sur une base pour donner un sel et de l'eau: c'est la réaction de neutralisation.

Réactions avec les sels: On peut obtenir un dégagement de gaz ou un précipité.

1.2) FONCTION BASE

Définition: Une base est une substance ionique qui libère des ions hydroxydes (OH^-) en solution aqueuse. Le cation est différent du proton (H^+) et l'anion est l'ion hydroxyde (OH^-). Les propriétés qui déterminent la fonction base sont dues aux ions hydroxydes (OH^-).



Formule moléculaire: La formule moléculaire d'une monobase contient un groupement oxhydre «OH» .
 COH ou C^+OH^-

Exemple : NaOH (hydroxyde de sodium)

Nomenclature: Pour nommer une base on utilise le préfixe «Hydroxyde» suivi du nom du cation.

Exemple KOH : Hydroxyde de potassium

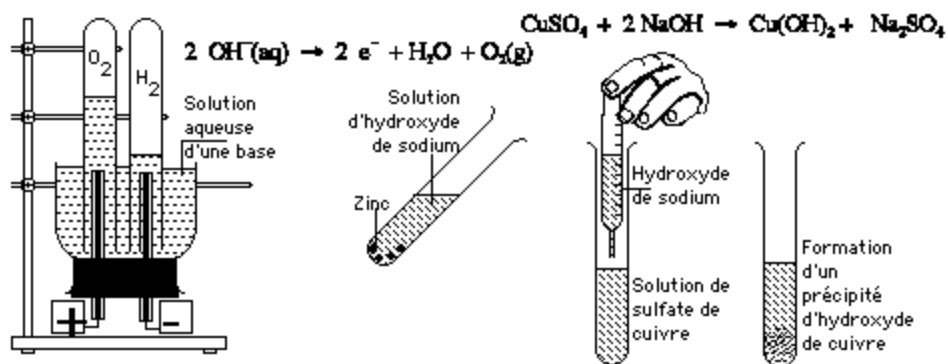
Les bases possèdent un ensemble de propriétés qui définissent la **FONCTION BASE**.

Dissociation et hydratation des ions: En solution dans l'eau une base se dissocie pour donner des ions hydroxydes (OH^-) et un cation qui est différent du proton (H^+). Ces ions s'entourent de molécules d'eau pour donner des «IONS AQUEUX». Ainsi l'hydroxyde de sodium (NaOH) se dissocie en solution aqueuse pour donner des ions sodium (Na^+) et des ions hydroxydes (OH^-) qui s'entourent de molécules d'eau.

Goût: Elles possèdent en général un « goût amer » caractéristique .

Conductibilité électrique: On plonge les deux électrodes d'un conductimètre dans une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) . Puis on recommence avec les solutions d'hydroxyde de potassium (KOH) et d'ammoniaque (NH_4OH) . Dans les trois cas on observe que l'ampoule électrique s'allume et que l'ampèremètre indique le passage d'un courant électrique. Par conséquent les solutions aqueuses des bases contiennent des ions mobiles.

Électrolyse: Plaçons dans un voltamètre à électrodes inattaquables une solution aqueuse solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) et regardons ce qui se passe au bout de quelques minutes. Puis recommençons avec la solution aqueuse solution d'hydroxyde de potassium (KOH) et l'ammoniaque (NH_4OH). Qu'observons-nous ?



Dans les trois cas nous obtenons des résultats analogues à ceux qui avaient été observés avec les solutions acides : *dégagement de dioxygène à l'anode et dégagement de dihydrogène à la cathode* Avec l'ammoniaque nous observons des réactions secondaires

Actions sur les indicateurs colorés: Nous ferons réagir sur les trois bases (NaOH, KOH et NH₃) quatre indicateurs colorés: la phénolphthaléine, le bleu de bromothymol, l'hélianthine, le bleu de thymol et le tournesol. Nous observons des résultats similaires avec les trois bases:

- Les solutions basiques font virer le bleu de bromothymol du vert au bleu .
- Les solutions basiques font virer la phénolphthaléine incolore au rose .
- Les solutions basiques font virer le bleu de thymol du jaune au bleu .
- Les solutions basiques font virer au bleu le papier tournesol .

Réactions avec les métaux: Dans une éprouvette qui contient de la grenaille de zinc, on ajoute quelques millilitres d'une solution d'hydroxyde de sodium. Qu'observons-nous? Aucune réaction ne se produit. En recommençant cette expérience avec la solution d'hydroxyde de potassium et l'ammoniaque, nous n'obtenons aussi aucune réaction. *Les bases ne réagissent pas en général sur les métaux .*

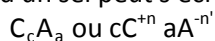
Actions sur les acides: Comme nous l'avons vu les bases réagissent avec les acides pour donner un sel et de l'eau.

Réactions avec les sels: Nous parlerons de la réaction de précipitation. Ajoutons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium à une solution de sulfate de cuivre. Nous observons la formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre [Cu(OH)₂]. L'hydroxyde de sodium(NaOH) réagit avec le sulfate de cuivre (CuSO₄) pour donner de l'hydroxyde de cuivre [Cu(OH)₂] et du sulfate de sodium (Na₂SO₄).

1.3) FONCTION SEL

Définition: Un sel est une substance ionique qui libère des ions en solution aqueuse. Le cation est différent du proton (H⁺) et l'anion est différent de l'ion hydroxydes (OH⁻). Les propriétés qui déterminent la **FONCTION SEL** sont celles des ions présents dans la solution.

Formule moléculaire: La formule moléculaire d'un sel peut s'écrire de la façon suivante .

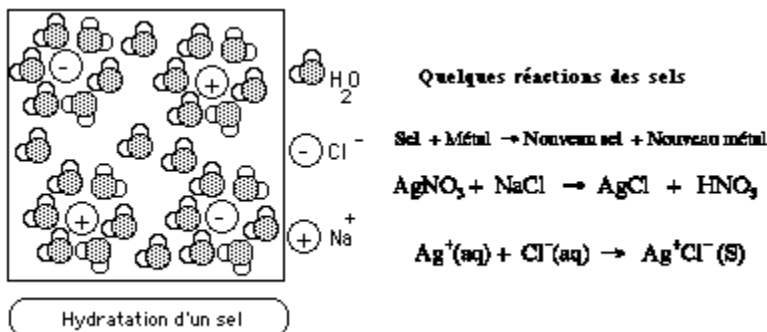


Nomenclature: Pour nommer un sel binaire on applique la règle suivante : **Préfixe de l'anion + ure + nom du cation**

Exemple : KCl (Chlorure de potassium)

Pour nommer un sel ternaire on applique la règle suivante : **Préfixe de l'anion + ate + nom du cation**
 Exemple : KClO₃ (Chlorate de potassium)

Dissociation et solvation des ions: En solution dans l'eau un sel se dissocie pour donner des anions différents des ions hydroxydes (OH⁻) et des cations différents des protons (H⁺). Ces ions s'entourent de molécules d'eau pour donner des «IONS AQUEUX».

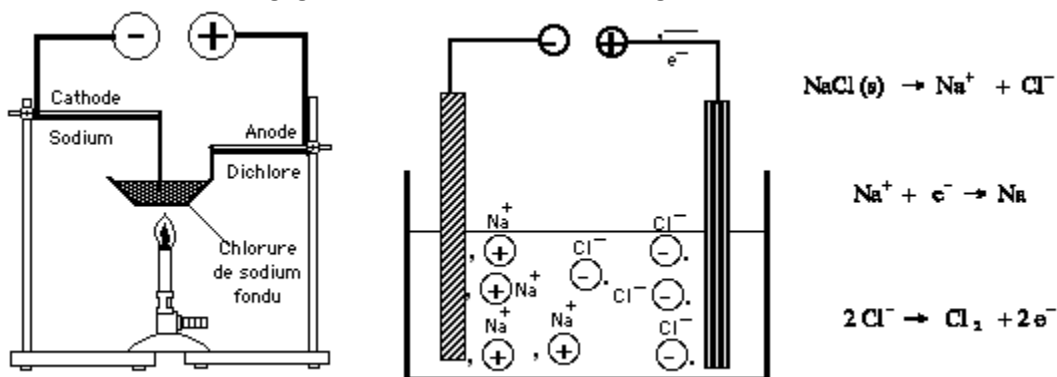


Ainsi le chlorure de sodium (NaCl) se dissocie en solution aqueuse pour donner des ions sodium (Na⁺) et des ions chlorures (Cl⁻).

Électrolyse: La solution aqueuse d'un sel est électrolysable . On obtient des produits qui dépendent des ions en présence.

Actions sur les indicateurs coloré: En général une solution saline est neutre.

Conductibilité électrique: On plonge les deux électrodes d'un conductimètre dans une solution de chlorure de sodium. On observe que l'ampoule électrique s'allume. Par conséquent la solution aqueuse de chlorure de sodium contient des ions mobiles. **Électrolyse:** Si l'on avait remplacé dans l'expérience précédente la solution aqueuse de chlorure de sodium par du chlorure de sodium solide, on aurait constaté que le courant ne passait pas. Pour obtenir un courant électrique, il faut faire fondre le chlorure de sodium. On peut réaliser l'électrolyse du chlorure de sodium fondu au laboratoire. Le chlorure de sodium fond à 801 ° C. On place le chlorure de sodium dans une capsule en fonte et on chauffe de préférence avec une bec Mecker. La capsule de fonte est reliée au pôle positif et sert de cathode. Une tige centrale en fer plonge dans le chlorure de sodium fondu et est reliée au pôle négatif; elle sert de cathode. On observe la formation de sodium au voisinage de la cathode et un dégagement de dichlore au voisinage de l'anode.



Le chlorure de sodium est formé des ions sodium (Na⁺) et des ions chlorure (Cl⁻) qui vibrent autour d'une position d'équilibre. Lorsqu'on chauffe l'agitation permet de les séparer, de telle sorte que les ions deviennent libres de se mouvoir. Le champ électrique provoqué par les deux électrodes sépare les cations (Na⁺) des anions (Cl⁻). Les cations (Na⁺) sont attirés par la cathode chargée négativement. Ils captent un

électron et se transforment en atomes de sodium. Les anions (Cl⁻) sont attirés par l'anode chargée positivement. Ils libèrent un électron et se transforment en atomes de chlore. Puis deux atomes de chlore se réunissent pour donner la molécule de dichlore qui se dégage. Les électrons libérés à l'anode parcourent le circuit électrique extérieur et sont captés à la cathode par des ions Na⁺.

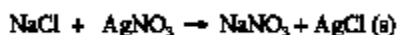
Actions sur les indicateurs colorés: Faisons réagir la solution de chlorure de sodium sur trois indicateurs colorés : le bleu de bromothymol, le bleu de thymol et le tournesol.

Le bleu de bromothymol reste vert .

Le bleu de thymol reste jaune .

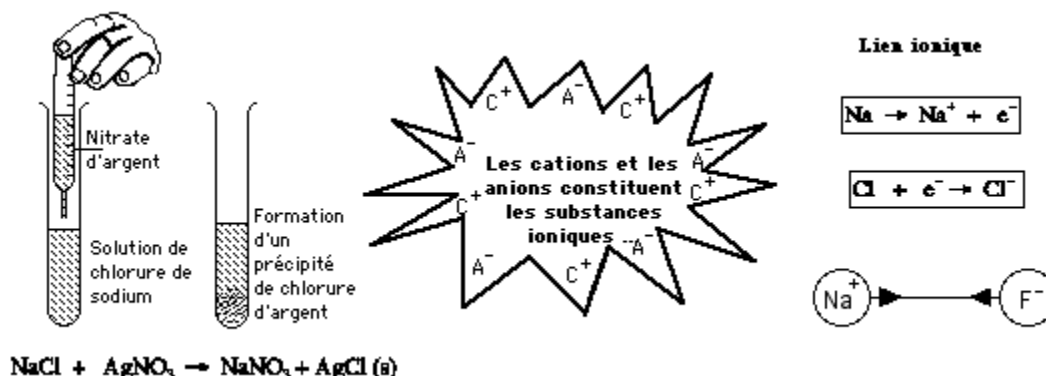
Le papier tournesol reste violet .

Réactions avec un métal: Plongeons un clou en fer dans une solution de sulfate de cuivre. Qu'observons-nous ? Le clou se recouvre de cuivre:

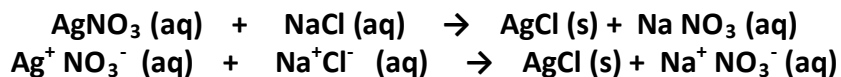


Réactions avec les acides les bases et les autres sels: **Un sel réagit avec une base, un acide ou un autre sel, lorsque l'un des composés susceptibles de se former est un dégagement gazeux ou un précipité solide.**

Ajoutons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent à une solution de chlorure de sodium. Que voyons-nous ?



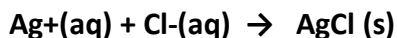
Nous observons la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent. Le chlorure de sodium (NaCl) réagit avec le nitrate d'argent (AgNO₃) pour donner un précipité de chlorure d'argent (AgCl).



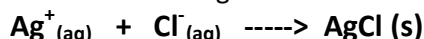
Les ions Na⁺ et NO₃⁻, qui ne réagissent pas sont des «IONS SPECTATEURS».

Les ions Ag⁺ et Cl⁻ sont les «IONS RÉAGISSANTS».

Pour représenter le phénomène, il suffit d'écrire la réaction entre ions réagissants :



Examinons ce qui se passe dans cette réaction de précipitation. Les ions Na⁺ et NO₃⁻, qui ne réagissent pas sont des «IONS SPECTATEURS». Les ions Ag⁺ et Cl⁻ sont les «IONS RÉAGISSANTS». Pour représenter le phénomène, il suffit d'écrire la réaction entre ions réagissants :



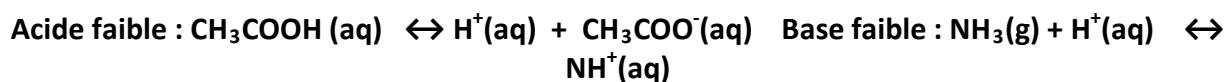
	Ag⁺ Argent	Al³⁺ Aluminium	Ca²⁺ Calcium	Cu²⁺ Cuivrique	Fe²⁺ Ferreux	Fe³⁺ Ferrique	Pb²⁺ Plomb
Cl⁻ Chlorure	Précipité blanc AgCl						Précipité blanc PbCl ₂
OH⁻ Hydroxyde	Précipité gris AgOH	Précipité blanc Al(OH) ₃	Précipité blanc Ca(OH) ₂	Précipité bleu Cu(OH) ₂	Précipité vert Fe(OH) ₂	Précipité rouille Fe(OH) ₃	Précipité blanc Pb(OH) ₂
CO₃²⁻ Carbonate	Précipité blanc Ag ₂ (CO ₃) ₃	Précipité blanc Al ₂ (CO ₃) ₃	Précipité blanc CaCO ₃	Précipité Bleu, vert CuCO ₃	Précipité blanc FeCO ₃		Précipité blanc CO ₃
SO₄²⁻ Sulfate	Précipité brun Ag ₂ SO ₄		Précipité blanc CaSO ₄				Précipité blanc PbSO ₄
S²⁻ Sulfure	Précipité noir Ag ₂ S	Précipité blanc Al ₂ S ₃		Précipité noir CuS	Précipité noir FeS	Précipité noir Fe ₂ S ₃	Précipité noir PbS
NO₃⁻ Nitrate							

N.B. Les nitrates (NO₃⁻) sont tous SOLUBLES.

1.4) THÉORIE D'ARRHÉNIUS

Un électrolyte est un composé ionique, qui en solution aqueuse conduit le courant électrique à cause de la présence d'ions mobiles : les ions hydratés ou ions aqueux. Un électrolyte fort est pratiquement tout dissocié dans l'eau. Sa conductibilité électrique est très grande, à cause du nombre élevé d'ions aqueux. Un électrolyte faible est peu dissocié dans l'eau. Sa conductibilité électrique est faible, car il y a peu d'ions aqueux. Selon ARRHÉNIUS un acide en solution aqueuse libère des ions hydronium H₃O⁺. La concentration en ions hydronium est supérieure à celle des ions hydroxydes. Selon BRONSTED et LOWRY *un acide est un donneur de protons et une base est un accepteur de protons.*

Les acides forts (l'acide chlorhydrique par exemple) sont totalement dissociés. Les acides faibles (l'acide acétique par exemple) sont partiellement dissociés.



Selon ARRHÉNIUS une base en solution aqueuse libère des ions OH⁻ (ions hydroxydes). La concentration en ions hydroxydes est supérieure à celle des ions hydronium. Les bases fortes (l'hydroxyde de sodium par exemple) sont totalement dissociées. Les bases faibles sont partiellement dissociées.

Selon BRONSTED et LOWRY *une base est un accepteur de protons.* Dans les substances covalentes, les

atomes sont unis par des liaisons covalentes. Chaque atome prôte un électron pour assurer la liaison. Il y a mise en commun d'un doublet électronique. C'est le cas par exemple de la molécule de dihydrogène .

Lorsqu'un solide covalent se dissout dans l'eau (sucre par exemple) les molécules de soluté s'entourent de molécules d'eau : hydratation des molécules de soluté.

II. ACIDITÉ ET ALCALINITÉ DES SOLUTIONS

2.1) DÉFINITION DU PH

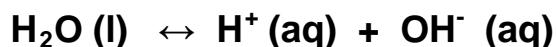
Le pH ou "Indice de Sorensen" mesure l'acidité ou l'alcalinité d'une solution aqueuse. Pour des raisons pratiques les chimistes ont défini le pH comme étant le logarithme décimal de l'inverse de la concentration en moles d'ions hydronium, cette concentration étant exprimée en moles d'ions hydronium par litre de solution (molarité). Par analogie le pOH d'une solution est le logarithme décimal de l'inverse de la concentration en moles d'ions hydroxyde, cette concentration étant exprimée en moles d'ions hydroxyde par litre de solution.

$$\text{pH} = \log \left(\frac{1}{[\text{H}^+]} \right) = -\log ([\text{H}^+]) \text{ et } \text{pOH} = \log \left(\frac{1}{[\text{OH}^-]} \right) = -\log ([\text{OH}^-])$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ et } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

2.2) RELATION FONDAMENTALE DES SOLUTIONS

Le pH de l'eau distillée est de sept. Cela nous montre que les concentrations en ions hydronium et hydroxyde sont égales. Quelques molécules d'eau subissent une dissociation pour donner des ions hydronium et des ions hydroxydes. En même temps des ions hydronium réagissent avec des ions hydroxydes pour redonner des molécules d'eau. La double flèche indique que les deux réactions se font en même temps. Il s'agit d'un *équilibre chimique*. Cette notion très importante en chimie sera développée ultérieurement. Nous admettrons cette année un résultat fondamental : à l'équilibre dans l'eau distillée à 25°C la concentration en moles d'ions hydronium et la concentration en moles d'ions hydroxyde sont égales (**pH=pOH=7**). *Dans toutes les solutions électrolytiques le produit de la concentration en moles d'ions hydronium et la concentration en moles d'ions hydroxyde reste constant*. En écrivant que les logarithmes décimaux de deux membres de cette équation sont égaux, nous obtenons la relation fondamentale de toutes les solutions électrolytiques.



$$[\text{H}^+ \text{ (aq)}] \cdot [\text{OH}^- \text{ (aq)}] = 10^{-14} \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

2.3) pH D'UN ACIDE FORT

On peut considérer qu'un acide fort est totalement dissocié dans l'eau pour donner des ions hydronium et des anions, qui s'entourent de molécules d'eau (ions aqueux). On peut exprimer le pH d'un acide fort à partir de la concentration en moles d'ions hydronium .

$$pH = \log \frac{1}{C} \text{ ou } C = 10^{-pH}$$

C : molarité de la solution acide

2.4) pH D'UNE BASE FORTE

On peut considérer qu'une base forte est totalement dissociée pour donner des ions hydroxydes et des cations, qui se transforment en ions aqueux . On exprime le pH d'une base forte à partir de la concentration en moles d'ions hydroxyde (C)

$$pH = 14 - \log \frac{1}{C} \text{ ou } C = 10^{-pOH}$$

C : molarité de la solution basique

2.5) ZONES DE VIRAGE

Prenons quatorze éprouvettes contenant dix millilitres de solution électrolytique, de telle sorte que le pH varie d'une unité en passant d'une éprouvette à la suivante. On verse dans chaque éprouvette la même quantité d'un indicateur coloré. Comme l'indicateur est un acide ou une base, il doit être utilisé en très faible quantité, afin de ne pas faire varier la concentration en ions hydronium. Réalisons l'expérience en utilisant le bleu de bromothymol.

Voici ce que nous observons:

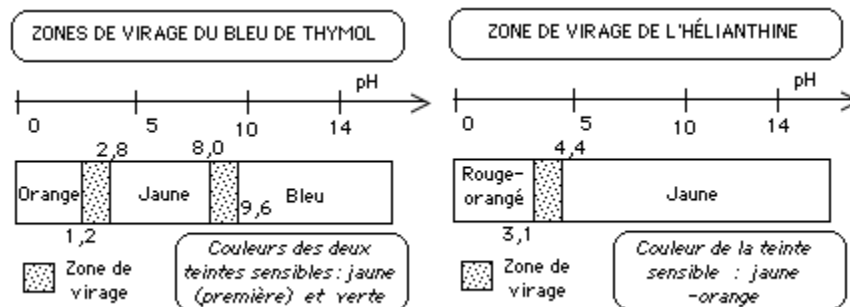
- Les éprouvettes de un à cinq sont colorées en jaune;
- Les éprouvettes de huit à quatorze sont colorées en bleu ;
- L'éprouvette sept est colorée en vert ;
- L'éprouvette six a une couleur située entre le jaune et le vert.

En recommençant une expérience plus précise pour les valeurs du pH comprises entre six et huit, nous constatons que le changement de couleur est progressif dans l'intervalle de 6 à 7,8. Cet intervalle est appelé la «**ZONE DE VIRAGE**» de l'indicateur. Les indicateurs colorés «acides-bases» sont des substances qui changent de couleurs , suivant l'acidité ou l'alcalinité du milieu. Comme la plupart du temps les indicateurs sont des acides ou des bases, il sera très important d'utiliser ces substances en très faibles quantités, afin de ne pas trop faire varier la concentration en ions hydronium. La zone de virage d'un indicateur coloré acide-base est un intervalle de valeurs de pH dans lequel l'indicateur change de couleur.

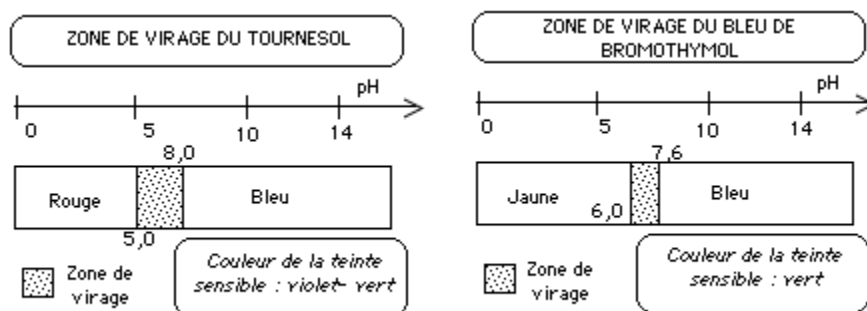
La couleur obtenue vers le milieu de la zone est la «*teinte sensible*». En général un indicateur ne présente

qu'une seule zone de virage, mais il existe certains indicateurs qui, comme le bleu de thymol, présentent plusieurs zones de virage. Examinons maintenant quatre cas particuliers.

Le bleu de thymol a deux zones de virage, une première située entre 1,2 et 2,8 et une deuxième située entre 8 et 9,6. L'hélianthine a une zone de virage située entre 3,1 et 4,4.



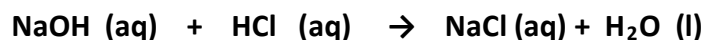
Le tournesol a une zone de virage située entre 5,0 et 8,0. Le bleu de bromothymol a une zone de virage située entre 6 et 7,6.



III. TRANSFORMATIONS CHIMIQUES ET STOECHIOMÉTRIE

3.1) RÉACTION CHIMIQUE ET LOI DE LA CONSERVATION DE LA MASSE

Dans une RÉACTION CHIMIQUE, la somme des masses des substances avant et après la réaction est constante. Au cours d'une réaction chimique les molécules sont modifiées : les propriétés physiques et chimiques sont changées. On représente une réaction chimique par une équation chimique. La flèche signifie «se transformer en». À gauche de la flèche, on place les substances qui réagissent ensemble ou «**RÉACTIFS**». À droite de la flèche, on place les substances obtenues après la transformation chimique ou «**PRODUITS**». En réagissant avec l'acide chlorhydrique, l'hydroxyde de sodium donne du chlorure de sodium et de l'eau: c'est la *réaction de neutralisation* qui équivaut à la *formation de la molécule d'eau à partir de ses ions*.



L'équation a une double signification :

- À l'échelle atomique elle signifie qu'un ion hydronium réagit avec un ion hydroxyde pour donner deux molécules d'eau ;

- À l'échelle macroscopique elle signifie qu'une mole d'ions hydronium réagit avec une mole d'ions hydroxyde pour donner deux moles de molécules d'eau .

D'une façon générale, si a molécules du réactif A réagissent avec b molécules du réactif B pour donner c molécules du produit C et d molécules du produit D, l'équation chimique traduisant le phénomène s'écrirait comme suit :



La loi de la conservation de la masse fut énoncée pour la première fois par le chimiste russe, LOMONOSSOV en 1748 :

Au cours d'une réaction chimique, la masse totale des produits est égale à la masse totale des réactifs.

Ensuite, cette loi fut établie avec rigueur par le célèbre chimiste français Antoine LAVOISIER en 1789. Il démontra qu'au cours d'une réaction chimique la masse se conserve. *La masse totale des produits formés est égale à la masse des réactifs consommés.* Ce résultat fut obtenu à la suite d'expériences portant sur l'oxydation du mercure. C'est LAVOISIER qui a fondé la chimie moderne en y introduisant l'aspect quantitatif . Malheureusement il n'eut pas le temps de jouir de ses nombreux talents, puisqu'il fut guillotiné en 1794.

3.2) COMMENT ÉQUILIBRER DES ÉQUATIONS CHIMIQUES?

Lorsqu'il étudie un phénomène, le chimiste commence par associer à chaque substance sa formule moléculaire et il traduit la réaction chimique par une équation qualitative. Pour passer d'une équation qualitative à une équation équilibrée, nous devons tenir compte de la LOI DE LA CONSERVATION DE LA MASSE en appliquant les deux principes suivants :

- Le nombre des atomes de chaque espèce est le même dans les réactifs et dans les produits;
- La somme des charges électriques des réactifs est égale à la somme des charges électriques des produits.

3.3) PROBLÈME DE STOECHIMÉTRIE

Pour résoudre un problème de chimie il sera facile de suivre les six étapes énumérées ci-après :

- Lire très attentivement le problème en soulignant la donnée et la question ;
- Si cela n'est pas fait, exprimer la donnée en mole ;
- Écrire l'équation chimique qualitative et l'équilibrer ;
- Identifier le facteur déterminant, quand l'une des substances est en excès.
- En utilisant les proportions entre les coefficients stœchiométriques, calculer le nombre de mole ou la masse selon le cas ;
- Relire dans l'énoncé la question et exprimer correctement le résultat .

Exemple : Au laboratoire, on prépare l'acétylène (C₂H₂) en faisant réagir l'eau sur le dicarbure de calcium. Il se forme aussi du dihydroxyde de calcium.

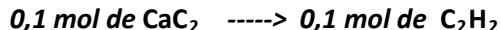
a) Calculer le nombre de molécules d'acétylène qui se forment lorsqu'on fait réagir 6,4 g de carbure de calcium avec 36 mL d'eau.

b) Calculer le volume d'eau qui a disparu. a) Nombre de molécules d'acétylène

L'équation chimique équilibrée est : $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$

Le nombre de moles de dicarbure de calcium est: $6,4 / 64 = 0,1 \text{ mol}$

Le nombre de moles d'eau est: $36 \text{ g} / 18 = 2 \text{ mol}$ L'eau est en excès, ce qui veut dire que tout le carbure de calcium va réagir: en d'autres termes, *le dicarbure de calcium est le facteur déterminant.*



Selon l'équation 1 mole 1 mole

Selon la donnée 0,01 mole x mole

On en déduit que: $x = 0,01 \text{ mole}$

Le nombre de molécules de C_2H_2 s'obtient en multipliant le nombre de moles par le nombre d'Avogadro :

$$0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ molécules}$$

b) Volume d'eau qui a disparu



La masse d'eau qui a disparu est: $0,2 \times 18 = 3,6 \text{ g}$

Volume d'eau qui a disparu: $3,6 \text{ mL}$

3.4) NEUTRALISATION ET DOSAGES «ACIDIMÉTRIQUES»

Avec une pipette jaugée on verse exactement un volume déterminé d'acide chlorhydrique dans un bécher. On ajoute quelques gouttes de phénolphaléine. En milieu acide cet indicateur est incolore. À l'aide d'une burette graduée on verse la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que la coloration rose de la phénolphaléine persiste. *Lorsque l'indicateur coloré vire, le nombre de moles d'ions hydroxyde ajoutées est égal au nombre de moles d'ions hydronium contenues dans les dix millilitres de la solution d'acide chlorhydrique.* Cette réaction est accompagnée d'un dégagement de chaleur. Du point de vue ionique, cette réaction aboutit à la formation de la molécule d'eau à partir de ses ions: les ions hydroxydes $[\text{OH}^-(\text{aq})]$ se combinent avec les ions hydronium $[\text{H}_3\text{O}(\text{aq})]^+$ pour donner des molécules d'eau. Cette équation chimique nous montre un principe fondamental en chimie des solutions. On neutralise une solution acide par addition d'une solution basique ou réciproquement. À l'échelle corpusculaire, un ion hydroxyde neutralise exactement un ion hydronium pour donner une molécule d'eau. À l'échelle molaire, une mole d'ions hydroxydes neutralise exactement une mole d'ions hydroniums pour donner une mole de molécules d'eau. C'est ce principe qui est à la base de tous les dosages «acidimétriques» .

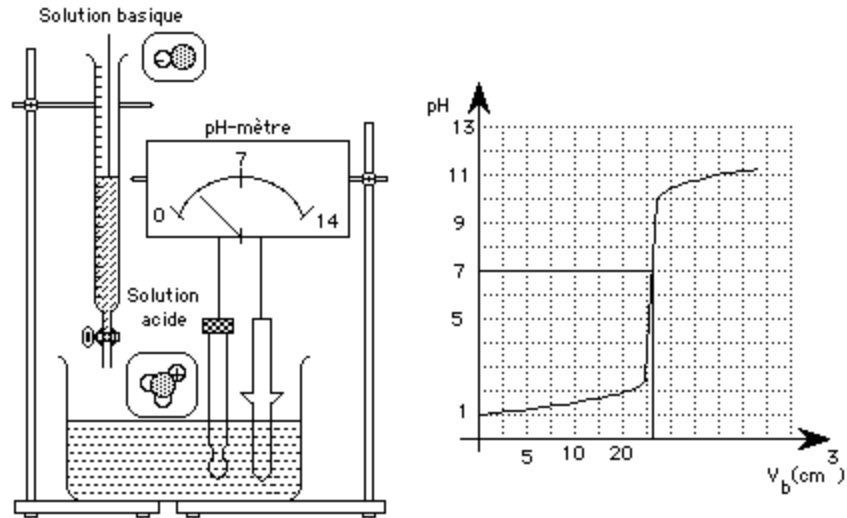
Un dosage est la détermination de la concentration d'une substance dans un mélange. Il en existe deux grandes catégories:

- Les dosages gravimétriques qui font intervenir des pesées ;
- Les dosages volumétriques dans lesquels on détermine des volumes.

Un dosage peut mettre en jeu des transformations physiques . Ainsi on détermine la concentration en sel de l'eau salée en mesurant sa masse volumique. De nombreuses méthodes d'analyses volumétriques sont basées sur des réactions chimiques, comme dans le cas des dosages «acidimétriques». Dans tous les procédés basés sur une réaction chimique la fin de la réaction est appelée «équivalence». À ce moment les quantités de chacun des réactifs mis en présence sont dans les proportions indiquées par les coefficients stoechiométriques. Les dosages «acidimétriques» utilisent des méthodes volumétriques basées sur la réaction de neutralisation. On y manipule trois substances :

- une solution acide ;
- une solution basique ;
- un indicateur coloré qui sert à déterminer le point d'équivalence.

L'équivalence a lieu lorsqu'on a mis en présence autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde.



Supposons que V_B mL d'une solution basique, dont la concentration est C_B moles d'ions hydroxydes par litre de solution, neutralisent exactement V_A mL d'une solution acide, dont la concentration est C_A moles d'ions hydronium par litre de solution.

Au cours de la réaction moles d'ions hydroxydes réagissent avec moles d'ions hydroniums.

En écrivant que les nombres de moles d'ions hydroxydes et d'ions hydroniums sont égaux, nous obtenons la relation qui est à la base de tous les dosages «acidimétriques» :

$$\frac{C_A \cdot V_A}{1\ 000} = \frac{C_B \cdot V_B}{1\ 000} \Rightarrow C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

C_A : concentration de la solution acide en moles d'ions hydroniums par litre de solutions.

C_B : concentration de la solution basique en moles d'ions hydroxydes par litre de solutions.

V_A : volume de la solution acide en cm^3 .

V_B : volume de la solution basique en cm^3 .

© René-Yves Hervé2009