

# Chapitre C<sub>2</sub> : Acides et bases

## Activités préparatoires

### 1. Recherche documentaire

**Thème :** Faire des recherches portant sur :

Le caractère acide, basique ou neutre de quelques solutions utilisées au laboratoire et fréquemment à la maison (lessive, vaisselle, jus et boissons utilisés dans les cérémonies...) en se servant du changement de couleur du bleu de bromothymol (BBT).

**Lexique :** Faire des recherches sur le vocabulaire spécifique :

solutions acide, basique et neutre, indicateur coloré, acide chlorhydrique, hydroxyde de sodium, ions, dosage colorimétrique, équivalence acido-basique.

### 2. Travail personnel

1<sup>o</sup> étape : couper quelques feuilles de chou rouge en petits morceaux.  
2<sup>o</sup> étape : chauffer à ébullition environ 200 mL d'eau.  
3<sup>o</sup> étape : verser les morceaux de chou dans l'eau bouillante et agiter bien avec une cuillère.  
4<sup>o</sup> étape : filtrer le mélange ; la solution obtenue est introduite dans un flacon qu'on garde dans un réfrigérateur.  
5<sup>o</sup> étape : verser quelques millilitres de cette solution dans trois tubes à essais contenant respectivement du vinaigre blanc, de l'eau de robinet et de l'eau savonneuse.  
6<sup>o</sup> étape : observer les colorations obtenues.  
Que peut-on dire de la solution de chou rouge ?  
Pourquoi ?

**Choux rouge**



### Objectifs spécifiques

- Identifier le caractère acide, basique ou neutre d'une solution en utilisant le BBT.
- Mettre en évidence le caractère ionique des solutions d'acide et de bases (présence d'ions H<sup>+</sup> dans les solutions d'acides et de HO<sup>-</sup> dans les solutions basiques).
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude (écrire l'équation ionique d'interprétation).
- Utiliser la relation à l'équivalence :  $n_A = n_B$

|                                                                                                                                                                                                                                      |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
|                                                                                                                                                     | <p><math>C_A V_A = C_B V_B</math>.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Prendre les précautions nécessaires pour la manipulation des acides.</li> <li>- Montrer l'importance des acides et du dosage acido-basique dans la vie courante.</li> <li>- Réaliser un dosage colorimétrique d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution de soude et inversement.</li> </ul> |
|   <p>Substances et solutions avec des saveurs caractéristiques</p> | <p style="text-align: center;"><b>Prérequis</b></p> <p>Notion de mole, solution aqueuse, réaction chimique, concentrations.</p>                                                                                                                                                                                                                                                         |

### Texte introductif

Les acides et les bases sont très nombreux, on les rencontre dans les produits alimentaires, dans les médicaments, dans les solutions à usage domestique, ... Ils sont donc très importants dans la vie mais leur excès peut être nuisible.

Il est possible d'identifier certaines solutions acide ou basique par leur goût amer, aigre, piquant ou fade. Cependant au laboratoire, les mesures de sécurité interdisent de pipeter avec la bouche ou d'inhaler des substances chimiques. Pourquoi ?

Comment identifier une solution acide ? Une solution basique ? Une solution neutre ? Quelles sont les propriétés des acides et des bases ? Qu'est-ce qu'une réaction acido-basique ?

### Situations problèmes

|                                                                                                                                                                                               |                                                                                      |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Certains aliments et boissons sont interdits aux personnes souffrant d'ulcère gastrique. Qu'est-ce que ces aliments et boissons ont-ils en commun ? Comment le(s) mettre en évidence ?</p> |  |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|

Cet enfant souffre de maux de ventre car il a bu par inadvertance de la lessive. Pour le soulager très rapidement, on peut lui donner du lait avec un goût aigre. Pourquoi ?



Les solutions acides ou basiques de laboratoire sont à manipuler avec grande prudence. Pourquoi ? Cette photo représente un pictogramme que l'on retrouve sur les étiquettes de beaucoup de flacons dans les laboratoires de chimie ou à l'entrée d'une usine chimique. Quelle est sa signification ?



## Contenus

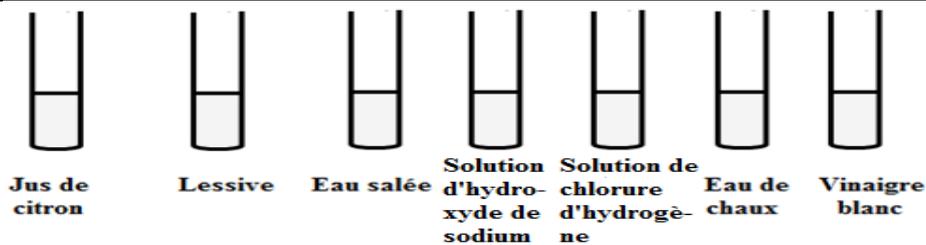
### I. Catégorisation de quelques solutions aqueuses à l'aide du BBT

#### Activité 1

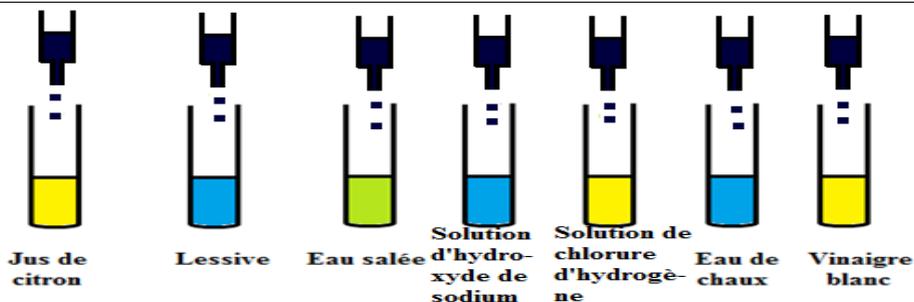
#### Expérience

Nous disposons de tubes à essai, d'un compte-gouttes, du BBT, d'une solution de chlorure d'hydrogène, d'une solution d'hydroxyde de sodium et des solutions obtenues à partir des substances ou produits courants (citrons, vinaigre blanc, lessive, eau de chaux et sel.)

- ✓ Versons dans chaque tube à essai respectivement, de jus de citron, de lessive, d'eau salée, de solution d'hydroxyde de sodium, de solution de chlorure d'hydrogène, d'eau de chaux et de vinaigre blanc.



- ✓ Introduisons dans chaque tube deux gouttes de BBT (bleu de bromothymol)



Quelle est la couleur prise par chaque solution en présence du BBT ?

Pourquoi le BBT changement-il de couleur dans ces solutions ?

Comment catégoriser ces solutions à l'aide du BBT ?

## Observation

- Le BBT donne une coloration jaune avec le jus de citron, la solution de chlorure d'hydrogène et le vinaigre blanc.
- Le BBT donne une coloration bleue avec la lessive, la solution d'hydroxyde de sodium et l'eau de chaux.
- Le BBT donne une coloration verte avec l'eau salée.

## Interprétation

- La couleur du BBT dépend de la nature de la solution dans laquelle il est introduit : c'est un indicateur coloré.
- Les solutions dans lesquelles le BBT est jaune, comme l'acide chlorhydrique, sont des solutions acides, les solutions dans lesquelles le BBT est bleu, comme la solution d'hydroxyde de sodium, sont des solutions basiques et les solutions dans lesquelles le BBT est vert, comme la solution de chlorure de sodium, sont des solutions neutres.

## Conclusion

- Une solution est dite acide si en présence de BBT elle prend la couleur jaune.
- Une solution est dite basique si en présence de BBT elle prend la couleur bleue.
- Une solution est dite neutre si en présence de BBT elle prend la couleur verte.

## Ce qu'il faut retenir

- ☞ Un indicateur coloré, comme le BBT, est une substance qui change de couleur suivant la nature du milieu où il se trouve. Il existe d'autres indicateurs colorés parmi lesquels on peut citer l'hélianthine, le tournesol, la phénolphaléine...
- ☞ On appelle solution acide toute solution dans laquelle le BBT est jaune. On distingue des solutions acides familières telles que l'infusion d'oseille (acide oxalique), le jus de citron (acide citrique), le vinaigre (acide acétique), le jus de tamarin, l'aspirine en solution (acide acétylsalicylique) ... et des solutions acides de laboratoire telles que l'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ( $H^+ + Cl^-$ )), l'acide sulfurique ( $2H^+ + SO_4^{2-}$ ), l'acide nitrique ( $H^+ + NO_3^-$ ) ...
- ☞ On appelle solution basique toute solution dans laquelle le BBT est bleu. On distingue des solutions basiques familières telles que l'eau de javel, la lessive, l'eau de chaux ( $Ca^{2+} + 2HO^-$ ), la cendre en solution ... et des solutions basiques de laboratoire telles que la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ou soude ( $Na^+ + HO^-$ ), la solution aqueuse d'hydroxyde de potassium ou potasse ( $K^+ + HO^-$ ), la solution aqueuse d'ammoniac ou ammoniacque ( $NH_4^+ + HO^-$ ) ...
- ☞ Toute solution dans laquelle le BBT est vert est appelée solution neutre. On peut citer par exemple la solution de chlorure de sodium.

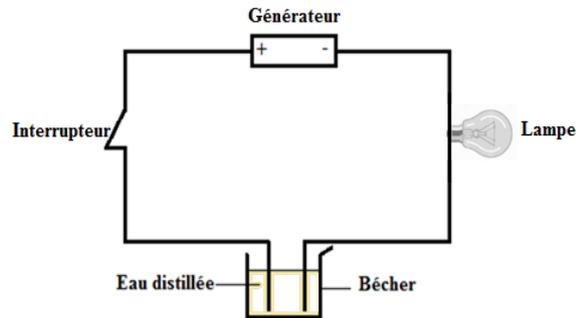
## I. Quelques propriétés des solutions acides et des solutions basiques

### II.1 Conductibilité des solutions acides et basiques

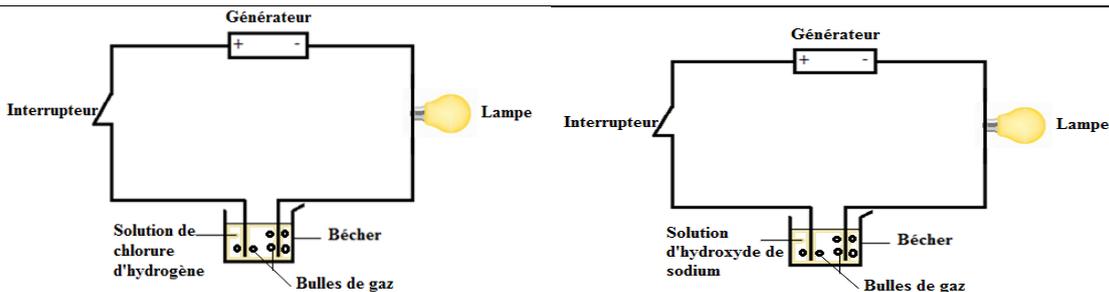
#### Activité 2

Nous disposons d'un bécher, d'un générateur, d'une lampe, de deux électrodes en graphite, des fils de connexion, d'un interrupteur, de pinces crocodiles, d'un flacon contenant une solution d'acide chlorhydrique diluée, d'un flacon contenant une solution d'hydroxyde de sodium diluée et d'une bouteille contenant de l'eau distillée.

- ✓ Réalisons le montage électrique ci-dessous
- ✓ Introduisons dans le bécher de l'eau distillée puis fermons l'interrupteur.



- ✓ Remplaçons l'eau distillée par 100 mL de solution de chlorure d'hydrogène puis fermons l'interrupteur.
- ✓ Faisons la même expérience réalisée avec une solution d'hydroxyde de sodium.

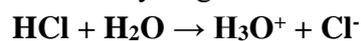


### Observation

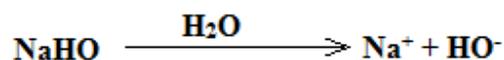
- La lampe ne s'allume pas lorsque le bécher contient l'eau distillée.
- Lorsqu'on remplace l'eau distillée par la solution de chlorure d'hydrogène ou la solution d'hydroxyde de sodium la lampe s'allume.

### Interprétation

- L'eau pure ne conduit pas le courant électrique car elle ne contient que des molécules.
- La solution de chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique conduit le courant électrique car elle contient des ions libres. Lors de la dissolution, l'eau a totalement ionisé les molécules de chlorure d'hydrogène selon l'équation suivante :



- La solution d'hydroxyde de sodium ou soude conduit le courant électrique : elle contient donc des ions libres. Lors de la dissolution, l'eau a totalement dispersé les ions de l'hydroxyde de sodium selon l'équation suivante :



## Conclusion

- Une solution de chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique contient des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions  $\text{Cl}^-$ . Elle sera alors notée :  $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$ .
- Une solution d'hydroxyde de sodium ou de soude contient des ions  $\text{Na}^+$  et des ions  $\text{HO}^-$ . Elle sera alors notée :  $(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)$ .

Les solutions acides et les solutions basiques conduisent le courant électrique comme la solution de chlorure d'hydrogène et celle d'hydroxyde de sodium car elles contiennent des ions libres : elles sont appelées solutions électrolytiques ou solutions ioniques ou simplement électrolytes.

## Ce qu'il faut retenir

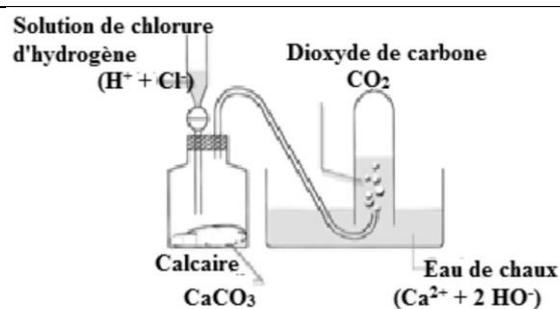
- ☞ Les solutions acides et basiques conduisent le courant électrique car elles contiennent des ions libres. Elles sont appelées électrolytes.
- ☞ Une solution d'acide chlorhydrique sera alors notée  $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$  ou une écriture plus simplifiée  $(\text{H}^+ + \text{Cl}^-)$ .
- ☞ Une solution d'hydroxyde de sodium sera notée  $(\text{Na}^+ + \text{HO}^-)$ .
- ☞ Les solutions aqueuses acides renferment plus d'ions  $\text{H}^+$  que d'ions  $\text{HO}^-$ .
- ☞ Les solutions aqueuses basiques renferment plus d'ions  $\text{HO}^-$  que d'ions  $\text{H}^+$ .

## II.2 Action des acides sur le calcaire

### Activité 3

#### Expérience

Nous disposons du calcaire, d'une solution d'acide chlorhydrique et de l'eau de chaux. Versons quelques millilitres de la solution d'acide chlorhydrique sur le calcaire contenu dans un flacon comme le montre le dispositif expérimental ci-contre. Qu'observons-nous au niveau du flacon et au niveau du tube retourné dans la cuve ?



#### Observation

Nous constatons une effervescence dans le flacon et que l'eau de chaux se trouble.

#### Interprétation

- L'effervescence est due au dégagement de gaz qui se produit lors de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le calcaire.
- Le gaz qui se dégage et qui trouble l'eau de chaux en la rendant laiteuse est du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ).

#### Conclusion

- La solution d'acide chlorhydrique réagit avec le calcaire en produisant du dioxyde de carbone qui se dégage.
- Il se forme aussi du chlorure de calcium et de l'eau.

## Ce qu'il faut retenir

Les acides réagissent avec le calcaire en produisant du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ), d'un sel et de l'eau.

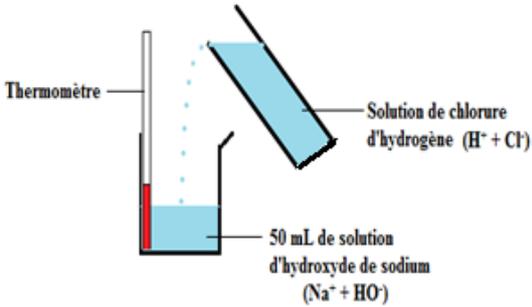
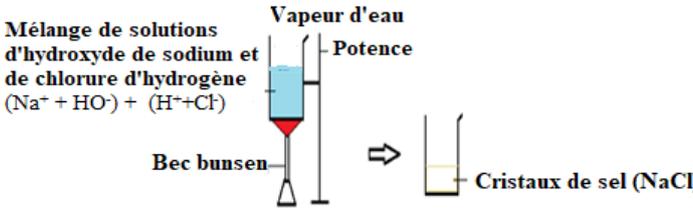


## II. Réaction entre un acide et une base

### III.1 Etude qualitative de la réaction entre l'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) et l'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ )

#### Activité 4

#### Expérience

|                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                       |                                                                                      |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Nous disposons d'un bécher de 50 mL, d'un thermomètre, d'un bec bunsen, d'une potence, d'une solution d'hydroxyde de sodium (<math>\text{Na}^+ + \text{HO}^-</math>), d'une solution d'acide chlorhydrique (<math>\text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>) contenue dans une éprouvette.</p> <ul style="list-style-type: none"><li>✓ Plongeons le thermomètre dans le bécher contenant la solution d'hydroxyde de sodium (<math>\text{Na}^+ + \text{HO}^-</math>) et notons la température.</li><li>✓ Versons goutte à goutte la solution d'acide chlorhydrique (<math>\text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>) et notons la température.</li></ul> <p>Que constatons-nous sur l'évolution de la température ?</p> |    |
| <ul style="list-style-type: none"><li>✓ Chauffons jusqu'à vaporisation totale le mélange obtenu.</li></ul> <p>Qu'observons-nous au fond du récipient après vaporisation totale de l'eau ?</p>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |  |

#### Observation

- La température indiquée par le thermomètre augmente.
- Après vaporisation totale des cristaux de sel apparaissent au fond du récipient.

#### Interprétation

- L'élévation de température notée au niveau du thermomètre montre que la réaction entre la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium est exothermique.
- La réaction produit des cristaux de sel (chlorure de sodium). D'autres expériences montrent qu'il se forme aussi de l'eau.

#### Conclusion

La réaction entre la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium est exothermique et elle produit du chlorure de sodium et de l'eau.

L'équation de la réaction s'écrit :



On peut réécrire cette équation de façon plus simple par :



### Ce qu'il faut retenir

- ☞ Un acide réagit toujours avec une base et la réaction est exothermique.
- ☞ Les produits de la réaction sont du sel et de l'eau.



## III.2 Etude quantitative de la réaction entre l'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ) et l'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ) : Dosage colorimétrique

### Activité 5

#### Expérience

Nous disposons d'une burette, d'une potence, d'un bécher, d'un agitateur, d'une solution d'acide chlorhydrique, d'une solution d'hydroxyde de sodium et du BBT.

- ✓ Versons 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique dans le bécher,
- ✓ Ajoutons quelques gouttes de BBT.

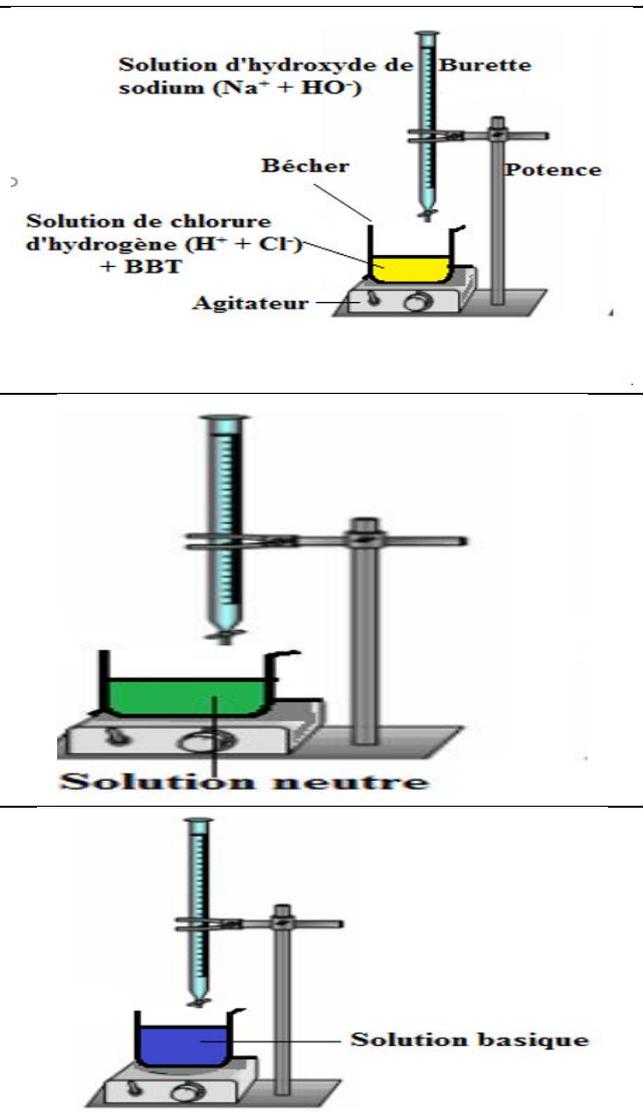
Quelle est la couleur de la solution dans le bécher ?

- ✓ Versons lentement dans le bécher millilitre par millilitre puis goutte par goutte la solution d'hydroxyde de sodium contenue dans la burette.
- ✓ Notons les différentes couleurs de la solution contenue dans le bécher depuis le début du versement de la solution basique.

Quelle est la nature de la solution correspondante dans chaque cas ?

- ✓ Relevons le volume qui a permis le premier changement de couleur.

Comment appelle-t-on ce volume ?



## Observation

- Lorsque nous ajoutons quelques gouttes de BBT à la solution d'acide chlorhydrique contenue dans le bécher, la solution prend une coloration jaune.
- Lorsque nous versons la solution d'hydroxyde de sodium, à un moment la coloration de la solution contenue dans le bécher devient verte.
- Si nous continuons à verser, elle devient bleue.

**NB :** La coloration verte est très difficile à observer à cause d'une goutte de trop de la solution d'hydroxyde de sodium.

## Interprétation

- L'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ) et la soude ( $Na^+ + HO^-$ ) réagissent progressivement mais la coloration jaune de l'acide persiste jusqu'à la goutte de la solution basique qui a permis de neutraliser tout l'acide. C'est ainsi que la solution devient neutre d'où la coloration verte.
- Le volume qui a permis de passer de la coloration jaune à celle verte est appelé volume à l'équivalence.
- La première goutte de base de trop après l'équivalence rend la solution basique (coloration bleue) car en ce moment les ions  $HO^-$  sont prédominants dans le milieu réactionnel.

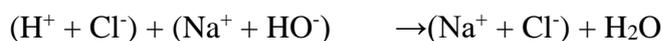
## Conclusion

Lorsque le BBT est vert, la solution contenue dans le bécher n'est ni acide ni basique. Il y a eu réaction entre l'acide et la base et ils se sont neutralisés : c'est l'équivalence acido-basique.

### Ce qu'il faut retenir

☞ L'équivalence acido-basique traduit une égalité entre le nombre de moles d'acide et le nombre de moles de base ayant réagi : la neutralisation est totale.

D'où l'équation bilan :



☞ Selon cette équation, la réaction se fait mole à mole, donc à l'équivalence on a :

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$$

☞ Avant l'équivalence, la neutralisation est partielle car la quantité de matière de base versée n'est pas suffisante pour neutraliser toute la quantité de matière d'acide présente initialement dans le bécher.

## Application : Dosage

Doser une solution, revient à déterminer sa concentration à l'aide d'une autre solution de concentration connue et qui réagit avec elle. Cette solution de concentration connue est appelée solution titrante.

La solution à doser est celle dont on détermine la concentration. On la place souvent dans un bécher.

Lors d'un dosage, si l'équivalence est déterminée à l'aide d'un indicateur coloré alors le dosage est dit dosage colorimétrique.

La concentration de la solution à doser se détermine par utilisation de la relation à l'équivalence :  $C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = C_b V_b / V_a$  ou  $C_b = C_a V_a / V_b$

## Document

### Les solutions acides et les solutions basiques dans la vie courante

Les acides et les bases sont très nombreux et variés, on les rencontre :

– **dans les produits alimentaires** : le citron, le pamplemousse, le vinaigre (solution d'acide acétique) etc. Ces aliments présentent tous une saveur aigre qualifiée souvent de saveur acide. Autrefois on attribuait cette saveur acide à des particules supposées pointues et donc responsables des picotements de la langue lors de l'ingestion des solutions acides. La pomme de terre, les légumes colorés (aubergines, haricots verts...), les bananes sont des aliments riches en base.

– **dans les médicaments** : l'aspirine (acide acétylsalicylique), la vitamine C (acide ascorbique) etc. Certains alcalinisants sanguins utilisés principalement en cas d'acidose importante, possèdent comme principes actifs le bicarbonate de sodium et le lactate de sodium qui sont des bases,

Les acides et les bases sont donc très importants dans la vie (médecine, alimentation, utilisation domestique, etc.) mais leur excès est nuisible.

## Exercices

### Contrôle des acquis

#### Exercice 1

Recopie et complète les phrases suivantes :

- a. Une solution acide donne une coloration ..... en présence de BBT, tandis qu'une solution basique donnera une coloration ..... Une solution dans laquelle le BBT vire au vert est .....
- b. La réaction qui s'effectue lorsque l'on mélange une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium est une réaction .....
- c. Le BBT est un indicateur coloré. Comme autre indicateur utilisé au laboratoire, on peut citer : .....et .....
- d. Lorsque l'on verse progressivement de l'acide chlorhydrique sur la soude en présence de BBT, la couleur de la solution passe du .....au .....Ce changement de coloration correspond à .....acide-base.
- e. A l'équivalence .....d'acide versé est égal(e) .....de base initialement présente.

#### Exercice 2

Après avoir préparé diverses solutions, on verse dans chacune d'elles quelques gouttes de BBT.

**1.1** Rappelle la couleur de cet indicateur en milieu acide, basique ou neutre.

**2.2** Complète le tableau ci-dessous :

| Solution              | Couleur | Nature |
|-----------------------|---------|--------|
| Jus de tamarin        | Jaune   |        |
| Lessive               |         | Base   |
| Coca-cola             | Jaune   |        |
| Jus de citron         |         | Acide  |
| Vinaigre              |         |        |
| Eau de mer            | Bleue   |        |
| Chlorure de potassium | Verte   |        |

## Application

#### Exercice 3

Mets une croix dans la case correspondante à la réponse exacte.

Pour neutraliser 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, on utilise 30 mL d'une solution de soude de concentration 0,4 mol/L. La concentration de la solution d'acide est :

|  |            |  |           |  |           |
|--|------------|--|-----------|--|-----------|
|  | 0,16 mol/L |  | 0,8 mol/L |  | 0,4 mol/L |
|--|------------|--|-----------|--|-----------|

#### Exercice 4

**4.1.** Ecris les équations bilan des réactions acido-basiques lorsqu'on mélange :

4.1.1 une solution d'acide chlorhydrique et une solution de potasse (hydroxyde de potassium).

4.1.2 une solution d'acide sulfurique et une solution de soude (hydroxyde de sodium).

4.1.3 une solution d'acide nitrique et une solution d'ammoniaque (hydroxyde d'ammonium)

4.1.4 Pour chaque réaction, donne le nom du sel formé.

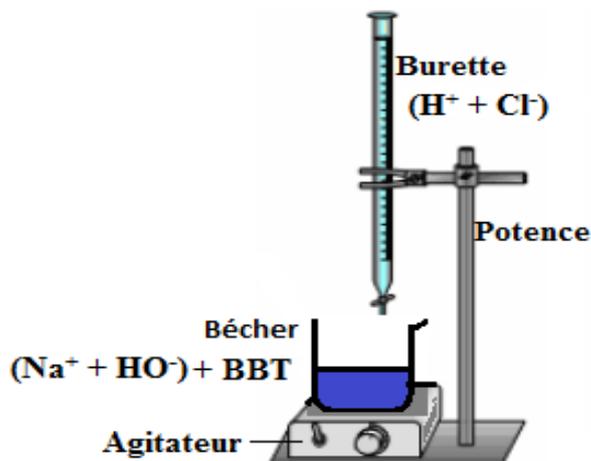
**4.2** Les solutions acides et basiques sont souvent incolores.

**4.2.1** Par quel moyen pratique peut-on repérer le point équivalent de la réaction acido-basique ?

4.2.2 Illustre ta réponse par le schéma du montage d'un exemple bien choisi de réaction chimique.

### Exercice 5

Compte rendu (schéma et exploitation) d'un élève de 3<sup>ème</sup> à l'issue d'une séance de travaux pratiques (TP) : dosage de l'acide chlorhydrique par la solution de soude de concentration  $C_b = 0,10 \text{ mol/L}$ .



- Le volume de soude dans le bécher est  $V_b = 30 \text{ mL}$ .
- Le volume d'acide versé pour atteindre l'équivalence est  $V_a = 15 \text{ mL}$ .

On en déduit la concentration  $C_a$  de l'acide chlorhydrique :

$$C_a / V_a = C_b / V_b \Rightarrow C_a = (V_b \cdot C_b) / V_a \Rightarrow C_a = (30 \times 0,10) / 15$$

Rectifie les erreurs commises par cet élève de 3<sup>ème</sup> sur le compte rendu.

### Exercice 6

Un bécher contient un volume  $V_a = 20 \text{ cm}^3$  d'une solution A d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_a = 0,4 \text{ mol/L}$ .

- 6.1 Dans le bécher, on ajoute quelques gouttes de BBT. Quelle est l'utilité du BBT ? Précise la couleur de la solution.
- 6.2 Un autre bécher contient un volume  $V_b = 15 \text{ cm}^3$  d'une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration massique  $24 \text{ g/L}$ . Dans ce bécher, on ajoute quelques gouttes de BBT. Quelle est la couleur prise par la solution ?
- 6.3 On mélange ces deux solutions. La solution finale est notée X.
  - 6.3.1 Calcule le nombre de moles d'acide et de base avant le mélange.
  - 6.3.2 La solution X obtenue est-elle acide, basique ou neutre ? Justifie ta réponse.
  - 6.3.3 Dans le cas où la solution finale X serait basique ou acide, quel volume de A ou de B faudrait-il ajouter dans la solution X pour réaliser la neutralisation complète ?

### Exercice 7

Lors d'une séance de travaux pratiques, on procède au dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium en présence de BBT.

- 7.1 Décris le protocole expérimental avec un schéma à l'appui.
- 7.2 Quelle est la couleur de la solution à doser ?
- 7.3 On verse la solution d'hydroxyde de sodium goutte à goutte. Après un certain volume versé, on constate que toute goutte supplémentaire entraîne un changement de couleur pendant une brève durée.

7.3.1 Quelle est cette couleur ?

7.3.2 Explique ce phénomène.

7.4 On continue à verser goutte à goutte un autre changement de couleur se produit et persiste.

7.4.1 Quelle est cette couleur ?

7.4.2 Justifie la persistance de cette couleur ?

**Exercice 8 : (Exercice 1 du BFEM 2007)**

On dispose au laboratoire de quatre flacons notés A, B, C et D contenant des solutions aqueuses différentes. Ces solutions sont, dans un ordre quelconque, une solution d'acide chlorhydrique, une solution d'hydroxyde de sodium, une solution de chlorure de sodium et une solution de nitrate de potassium.

Les étiquettes des flacons étant perdues. Le laborantin se propose de réaliser des tests afin d'identifier la solution contenue dans chaque flacon. Il fait un prélèvement de chaque solution, y ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) et note la couleur obtenue. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

| Solution                   | Solution du flacon A | Solution du flacon B | Solution du flacon C | Solution du flacon D |
|----------------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| Couleur en présence de BBT | Verte                | Jaune                | Bleue                | Verte                |

1.1 Précise les solutions contenues dans les flacons B et C.

1.2 Le test au BBT est-il suffisant pour identifier la solution contenue dans chaque flacon ?

1.3 On mélange 50 mL de la solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 10 mL de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$  et quelques gouttes de BBT. Compare les quantités de matière (nombre de moles) d'acide et de base mises en jeu. En déduire la teinte prise par le BBT dans ce mélange.

**Exercice 9 : (Exercice 1 du BFEM 2008)**

Pour préparer une solution S d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ) de concentration molaire  $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , on pèse une masse  $m$  de d'hydroxyde de sodium que l'on fait dissoudre dans un volume  $V = 1200 \text{ mL}$  d'eau pure. On considère que la dissolution a lieu sans variation de volume.

1.1. Calcule la concentration massique de la solution S. En déduire la valeur de la masse  $m$ .

1.2. On divise la solution S en trois parties A, B et C de volumes  $V_A = 400 \text{ mL}$ ,  $V_B = 300 \text{ mL}$  et  $V_C = 500 \text{ mL}$ .

1.2.1. Détermine la quantité de matière d'hydroxyde de sodium présente dans chaque partie.

1.2.2. Dans chaque partie on ajout  $0,02 \text{ mol}$  de la solution d'acide chlorhydrique.

-Précise, avec justification à l'appui, le caractère acide, basique ou neutre de chacun des mélanges obtenus.

-Propose un test simple permettant de vérifier le caractère acide, basique ou neutre de ces mélanges.

**Exercice 10 :** Données :  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

10.1. On dissout  $20 \text{ g}$  d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaHO}$ ) dans de l'eau pure pour obtenir  $400 \text{ mL}$  de solution ( $S_1$ ).

Calcule la concentration molaire volumique (molarité) de la solution  $S_1$ .

10.2. On neutralise la solution  $S_1$  par une solution décimolaire d'acide chlorhydrique ( $S_2$ ). Calcule le volume d'acide qu'il faut ajouter pour avoir l'équivalence.

**Exercice 11 :** On donne :  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  et  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ .

**11.1.** Au cours d'une séance de TP au laboratoire, on dissout 5,6 L de gaz chlorhydrique HCl (volume mesuré dans les CNTP) dans 500 mL d'eau pure. La dissolution se fait sans variation de volume. Calcule la concentration de la solution.

**11.2.** On prélève ensuite 20 mL de cette solution que l'on verse dans un bécher et on y ajoute quelques gouttes de BBT. Quelle couleur obtient-on ?

**11.3.** A l'aide d'une burette, on dose cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ) et on constate que le mélange change de couleur lorsqu'on verse 10 mL de la solution basique dans le bécher.

11.3.1. Quelle est cette nouvelle couleur ?

11.3.2. Fais le schéma du dispositif expérimental.

11.3.3. Ecris l'équation bilan de la réaction chimique produite.

11.3.4. Détermine la molarité de la solution d'hydroxyde de sodium utilisée.

### **Exercice 12**

On dose 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique  $C_b = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$  en présence de BBT.

**12.1.** Quelle solution met-on d'habitude dans la burette ?

**12.2.** Comment appelle-t-on ce dosage ? justifie votre réponse.

**12.3.** Donne la couleur de la solution contenue dans le bécher au début et à la fin du dosage.

**12.4.** Le volume de base nécessaire pour atteindre le point d'équivalence est de 21 mL.

12.4.1. Calcule la concentration molaire  $C_a$  de la solution acide puis en déduire sa concentration massique.

12.4.2. Calcule la masse de sel formé.

## **Situation d'intégration**

### **Exercice 13**

L'acidité du sol joue un rôle important dans l'agriculture. Propose une méthode expérimentale permettant de vérifier le caractère acide ou basique d'un sol.

### **Exercice 14**

Au Sénégal, on trouve dans le marché un produit appelé « khémé ». Il se présente sous forme d'écailles blanches et est fortement corrosif. Il est utilisé pour fabriquer du savon et comme produit de nettoyage.

**14.1** On désire préparer 500 mL de solution aqueuse à 4 g/L de « Khémé » (solution A).

14.1.1 Choisis dans la liste suivante, le matériel nécessaire : balance, ballon à fond rond 500 mL, fiole jaugée 0,5 mL, entonnoir, pissette, gants de protection, spatule, fiole jaugée 100 mL et éprouvette graduée 1 L.

14.1.2 Décris le mode opératoire de la dissolution.

**14.2** Le « khémé » étant une substance basique propose un test pour mettre en évidence le caractère basique de la solution A.

**14.3** Calcule la masse de « Khémé » nécessaire pour la préparation de la solution A. On suppose que le « khémé » est une base pure.

### **Exercice 15**

Au cours d'un repas, la ménagère amène un jus de bissap et un jus de tamarin, Moussa affirme que le jus de « bissap » blanc qu'il est en train de boire est plus aigre (saveur acide) que le jus de tamarin tandis que Fatou dit le contraire.

Pour vérifier celui qui a raison ; ils procèdent au laboratoire au test suivant : ils introduisent 50 mL de jus de "bissap" blanc dans un bécher A et 50 mL de jus de tamarin dans un bécher B. Ils ajoutent dans chaque bécher quelques gouttes de BBT et 50 mL de solution de soude diluée. La solution contenue dans le bécher A se colore en vert alors que la solution contenue dans le bécher B se colore en bleu. Ils en concluent que Moussa avait raison. Justifie cette affirmation.

### **Exercice 16**

Les pluies acides sont dues à la dissolution dans les gouttelettes d'eau :

- du dioxyde de soufre provenant de la combustion du pétrole ;
- des oxydes d'azotes rejetés essentiellement par les pots d'échappement des automobiles ;
- du chlorure d'hydrogène produit lors de l'incinération des matériaux en PVC.

Les pluies acides attaquent les arbres qui perdent leurs feuilles, augmentent l'acidité des eaux des lacs, détériorent les bâtiments en endommageant les pierres calcaires et certains métaux.

**16.1.** Identifie les gaz qui causent les pluies acides.

**16.2.** Indique le test qu'on effectue pour confirmer le caractère acide de ces pluies.

**16.3.** Identifie, parmi ces gaz, celui qui permet d'avoir une solution d'acide chlorhydrique.

**16.4.** Ecris l'équation-bilan traduisant la réaction qui se produit entre l'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ) et le calcaire  $CaCO_3$ .

**16.5.** Lorsque l'eau d'un lac devient trop acide, on y déverse du calcaire. A l'aide de la réaction précédente (question 16.4), justifie pourquoi on procède par l'épandage du calcaire sur l'eau des lacs pour limiter les effets des pluies acides.