
Plan du chapitre 5 : LES SOLUTIONS ACIDES-BASES

I. Qu'est ce qu'une solution acide ou basique ?

II. Le pH d'une solution

III. Comment mesurer le pH d'une solution ?

IV. Effets de la dilution sur une solution

Activité 1 : Solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Activité 2: Comment peut-on montrer qu'une solution aqueuse contient des ions

Activité 3 : Dilution d'une solution - Les égalités de fractions

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

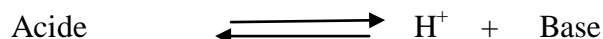
EXERCICES

Chap. 5 : LES SOLUTIONS ACIDES-BASES

I. Qu'est ce qu'une solution acide ou basique ?

Selon Bronsted (1923), un acide est une espèce chimique qui en solution peut libérer un proton ou un ion H^+ .

Réciproquement, une base est une espèce chimique qui en solution peut capter un proton ou un ion H^+ .



NB : l'acide et la base sont dits conjugués.

Définitions d'une solution acide et base :

- ❖ Solution acide : est une solution contenant plus d'ions H^+ ou H_3O^+ que d'ions hydroxyde OH^- . Ce qui se traduit par : $[H_3O^+] > [OH^-]$
- ❖ Solution basique : est une solution contenant plus d'ions OH^- que d'ions H^+ . Ce qui se traduit par : $[OH^-] > [H_3O^+]$.
- ❖ Si les concentrations $[H_3O^+] = [OH^-]$ la solution est dite neutre.

Exemple 1 :

- Réaction de l'eau sur l'ammoniaque



L'eau libère un proton H^+ : l'eau se comporte comme un acide .

- Réaction de l'eau sur l'acide chlorhydrique



L'eau capte un proton H^+ , l'eau se comporte comme une base.

Conclusion :

- ❖ L'eau est à la fois ici un acide et une base. On dit que l'eau est un amphotère ou un ampholyte.

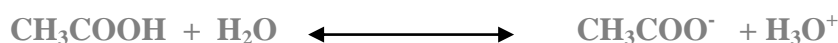
Remarques :

- ❖ Notons que les ions H^+ ne pouvant exister à l'état libre en solution. Ils sont toujours associés au solvant. Dans le cas d'un solvant : H_2O , il se forme l'ion H_3O^+ nommé l'ion hydronium.

- ❖ Un acide est une espèce chimique qui libère des ions hydronium H_3O^+ en solution aqueuse - présence du solvant H_2O .
- ❖ Une base est une espèce chimique qui libère des ions hydroxyde OH^- .

Exemple 2 : L'acide acétique CH_3COOH

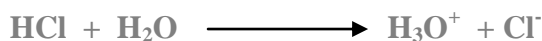
En présence d'un solvant eau, la réaction de l'acide acétique, un acide faible donne :



- Notons que cette réaction n'est pas totale (à l'équilibre, elle se produit dans les deux sens).
- CH_3COO^- est nommé l'ion acétate.
- L'acide acétique pur est un liquide très faiblement conducteur, incolore, inflammable. Il est naturellement présent dans le vinaigre, il lui donne son goût acide et son odeur piquante (détectable à partir de 1 ppm - une partie par million - 1 ppm correspond à environ 1 mg par litre d'eau).
- C'est un antiseptique et un désinfectant.
- L'acide acétique est corrosif et ses vapeurs sont irritantes pour le nez et les yeux.

Exemple 3 : L'acide Chlorhydrique HCl

En solution la réaction de l'acide chlorhydrique s'écrit :



- La réaction est totale
- HCl est un acide fort

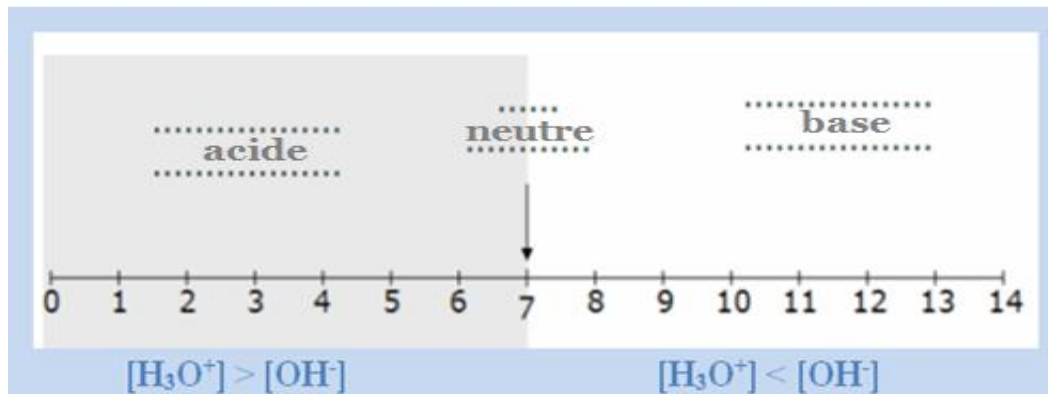
II. Le pH d'une solution

Le caractère acide, basique ou neutre d'une solution est donné par la présence en plus ou moins grand nombre d'ions H_3O^+ par rapport à la présence d'ions OH^- .

1. Qu'est ce que le pH d'une solution ?

Le pH est une échelle de valeur allant de 0 à 14 nous indiquant quantitativement la présence plus ou moins importante d'ions H_3O^+ par rapport aux ions OH^- .

1. Lorsque le pH est dans l'intervalle $[0 ; 7[$, on dit que la solution est acide. Plus le pH est proche de 0 plus la solution est acide.
2. Lorsque le pH vaut 7, on dit que la solution est neutre : il y a alors autant d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- .
3. Lorsque le pH est dans l'intervalle $]7 ; 14]$, on dit que la solution est basique. Plus le pH est proche de 14 plus la solution est basique.



III. Comment mesurer le pH d'une solution ?

1. Méthode 1 : utilisation du papier pH

Le papier pH est un papier spécial contenant de nombreux indicateurs colorés. Son utilisation est simple puisqu'il suffit de déposer une goutte de solution sur ce papier à tester puis de comparer avec l'échelle de couleur indiquées sur sa boîte pour déterminer le pH de la solution.

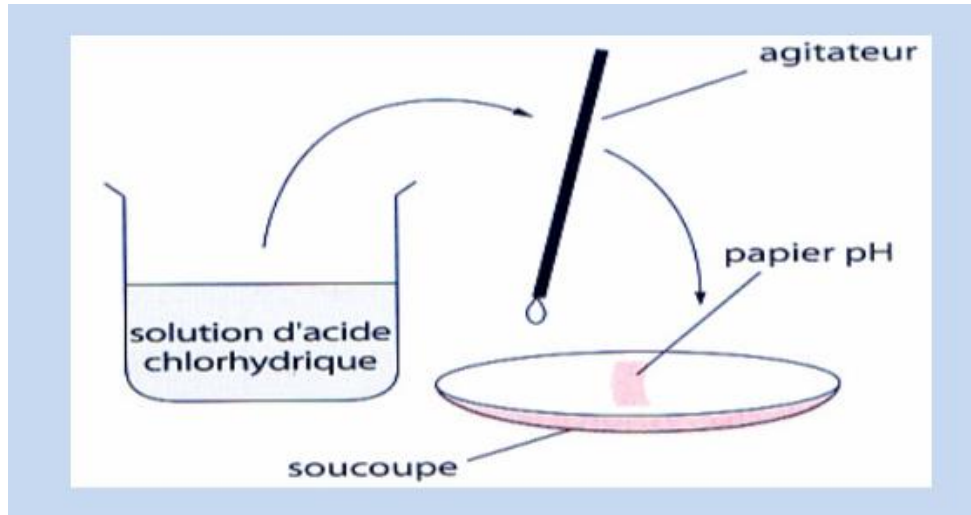
Inconvénients : ne marche qu'avec des solutions incolores.



Figure 1 : Boîte de papier pH

Expérience 1 : utilisation du papier pH

1. Découper environ 2 cm de papier pH, le placer dans la soucoupe (figure ci-dessous)



2. Tremper l'agitateur propre et sec dans la solution d'acide chlorhydrique, puis poser le sur le morceau de papier pH.
3. Utiliser l'échelle de couleur de la boîte du papier pH pour déterminer le pH de la solution d'acide chlorhydrique. Reporter votre résultat dans le tableau ci-dessous.
4. Lavez l'agitateur, le rincez et le séchez.
5. Déterminer de même le pH de la solution d'eau distillée et celui de la solution d'hydroxyde de sodium.

Solution	HCl	Eau distillée	NaOH
pH	Rouge	Vert	Violet

6. Nettoyer le matériel et le ranger.

2. Méthode 2 : utilisation d'un pH-mètre

Un appareil électronique, permet d'avoir une information encore plus précise du pH d'une solution c'est le pH-mètre.

Inconvénients : son coût ...

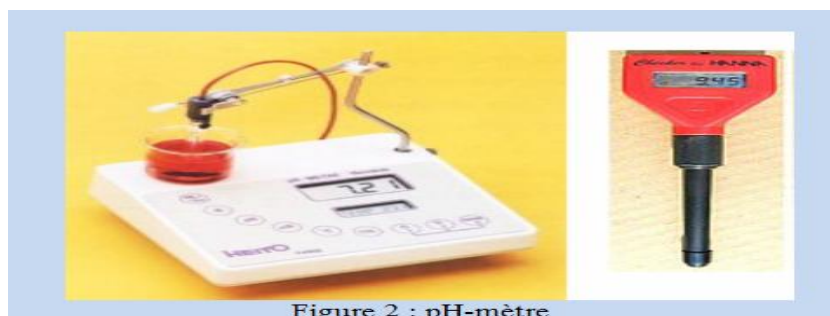


Figure 2 : pH-mètre

IV. Effets de la dilution sur une solution

On se pose la question suivante : si a une solution acide, donc de pH inférieure à 7, que se passe t-il au niveau du pH lorsqu'on dilue la solution initiale ?

On dispose d'une solution A que l'on va diluer au dixième pour obtenir une solution B qu'on dilue elle-même pour obtenir une solution C et qu'on dilue aussi pour obtenir une solution D.

A l'aide du stylo-pH on effectue les mesures de pH de chacune des solutions A, B, C et D. Les résultats sont donnés dans le tableau suivant :

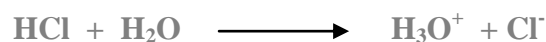
Solutions	A	B	C	D
pH	2	2,9	4	4,6

Conclusion

1. Lorsqu'on dilue une solution acide, le pH de la solution augmente mais en aucun cas le pH ne peut atteindre ou dépasser 7.
2. De même, lorsqu'on dilue une solution basique, le pH de la solution diminue mais en aucun cas ne peut être égal ou inférieur à 7.

Activité 1 : Solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore et toxique de formule brute HCl. Sa solution aqueuse s'appelle l'acide chlorhydrique. Sa réaction chimique avec l'eau donne :



Lorsque le chlorure de sodium réagit avec l'eau, il se produit une rupture de la liaison H-Cl et il se forme des ions H_3O^+ et Cl^- en solution.

On note :

- ❖ La réaction chimique est totale. On dit que l'acide chlorhydrique est un acide fort.
- ❖ La solution aqueuse obtenue conduit bien le courant électrique. Ce qui confirme bien la présence d'ions dans la solution.

Pour des solutions obtenues de concentrations en ions $10^{-6} \text{ mol/l} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-2} \text{ mol/l}$, on montre que la concentration des ions H_3O^+ est reliée au pH par la formule suivante :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol / l}$$

Dans le tableau suivant, on représente les relevés de pH d'une solution diluée d'acide chlorhydrique dans l'eau.

Compléter le tableau ci-dessous et interpréter les résultats obtenus.

pH	2	3	4	5	6
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ mol/l					

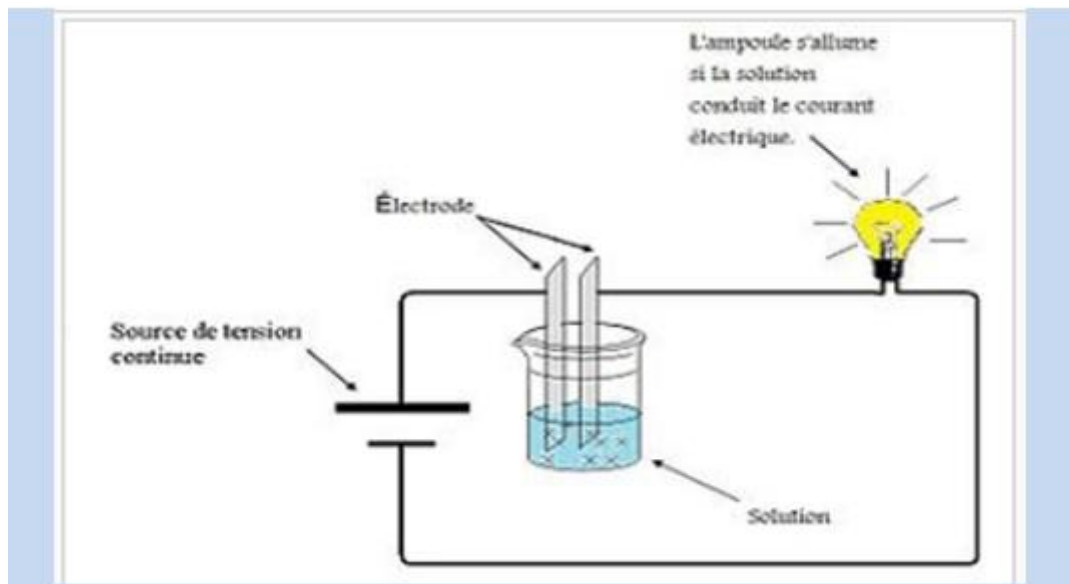
Remarques

1. Notez que pour des solutions très concentrées, la formule précédente ne s'applique plus en raison des interactions entre ions qui deviennent importantes.
2. Pour des solutions très diluées, il faut tenir compte de la réaction d'autoprotolyse de l'eau ($\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$), le pH tend dans ce cas vers celui de l'eau pure ≈ 7 .

Activité 2 : Comment peut-on montrer qu'une solution aqueuse contient des ions ?

1. On réalise l'expérience suivante :

On relie comme indiqué sur le schéma ci-dessous deux électrodes, plongées dans une solution d'acide chlorhydrique, aux pôles positif (+) et négatif (-) d'une pile électrique.



Observation : La lampe s'allume.

2. Donner une interprétation simple du phénomène observé et conclure.

NB :

- ❖ Une solution ionique conduit le courant électrique.
- ❖ L'acide chlorhydrique est conducteur de courant électrique : c'est un électrolyte.
- ❖ De même, la solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) est un électrolyte.

Activité 3 : Dilution d'une solution - Les égalités de fractions

Nous rappelons que la dilution consiste à réduire la concentration initiale d'une solution en lui ajoutant un solvant - par exemple eau distillée.

Dans un volume $V_0 = 20 \text{ ml}$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration molaire $C_0 = 0,1 \text{ mol/L}$, on lui ajoute un volume $V = 80 \text{ ml}$ d'eau distillée.

1) Qu'elle sera la concentration finale C_f de cette solution après dilution ?

$$\text{La concentration initiale : } C_0 = \frac{n_0}{V_0} \equiv n_0 = C_0 \times V_0 \quad (1)$$

de même,

$$\text{La concentration finale } C_1 = \frac{n_1}{V_f} \equiv n_1 = C_1 \times V_f \quad (2)$$

Où le volume total de la solutions est : $V_f = V_0 + V = 100 \text{ ml}$.

❖ Notons que le nombre de moles ou la quantité de matière d'acide chlorhydrique reste le ou la même avant et après dilution. Soit :

$$n_0 = C_0 \times V_0 = n_1 = C_1 \times V_f$$

$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_f$$

Cette dernière expression - voir égalité de deux fractions - donne :

$$C_1 = \frac{C_0 \times V_0}{V_f}$$

AN :

$$C_1 = \frac{0,1 \times 0,02}{0,1} = 0,02 \text{ mol/L}$$

Conclusion : On a ainsi divisé par 5 la concentration initiale d'acide chlorhydrique.

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

Cochez la ou les bonne (s) réponse (s) et expliquez pourquoi

- 1.** Le pH d'une solution neutre est :
- égal à 7
 - inférieur à 7
 - supérieur à 7
- 2.** L'eau de javel de pH=11 est :
- neutre
 - acide
 - basique
- 3.** Le jus de citron de pH=3 est une solution :
- acide
 - basique
 - neutre
- 4.** Le vinaigre contient de l'acide éthanoïque. Le pH du vinaigre est :
- 3
 - 7
 - 12
- 5.** L'eau pure est une solution :
- acide
 - neutre
 - basique
- 6.** Une solution est basique si son pH est :
- inférieur à 7
 - égal à 7
 - supérieur à 7
- 7.** On appelle solution :
- un solvant
 - un soluté
 - un mélange de solvant et soluté
- 8.** L'acide chlorhydrique contient essentiellement des ions :
- hydrogène
 - sulfate
 - chlorure
- 9.** L'action de H-Cl sur le fer produit :
- du dihydrogène
 - du dioxygène
 - des ions de fer II
- 10.** Pour identifier certains ions en solution, on utilise des réactions de :
- précipitation
 - concentration
 - solution
- 11.** Une solution de soude contient des ions :
- Na^-
 - OH^-
 - Na^+
- 12.** Une solution de Na-OH est :
- conductrice d'électricité
 - neutre
 - un électrolyte

EXERCICES

Exercice 1 :

Indiquez les équations des réactions des acides ci-dessous avec la base H_2O :

- a) HI b) HNO_3 c) HF

Exercice 2 :

1. Complétez la phrase suivante : "lorsqu'un acide réagit avec l'eau, il y a toujours formation"

2. Complétez la phrase suivante : "lorsqu'une base réagit avec l'eau, il y a toujours formation"

Exercice 3 :

Indiquez les équations des réactions des bases ci-dessous avec l'acide H_2O :

- a) HS^- b) PH_2^- c) F^- d) CH_3NH_2 e) H^-

Exercice 4 :

Donnez la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

- a) HNO_2 c) H_3PO_4
b) CH_2ClCOOH d) H_2PO_4^-

Exercice 5 :

1. Le chlorure d'hydrogène est-il un composé ionique ou un composé moléculaire ? Quel est son état d'agrégation dans les conditions normales de température et de pression ?

2. Ecrivez l'équation de la réaction qui accompagne la mise en solution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

3. Quelles espèces chimiques trouve-t-on dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ?

Exercice 6 :

Que se passe-t-il quand on verse du nitrate d'argent dans une solution d'acide chlorhydrique ? Indiquez l'équation de la réaction.

Exercice 7 :

1. On ajoute une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium. Ecrivez l'équation de la réaction

Exercice 8 :

1. Quelles sont les particules en présence dans une solution aqueuse d'acide sulfurique ?

Exercice 9 :

1. Quels sont les sels qui peuvent se former à partir de solutions d'acide sulfurique et d'hydroxyde de sodium ?

Exercice 10 :

On place côte à côte un flacon d'ammoniac concentré et un flacon de HCl concentré et on les ouvre. Au bout d'un moment, on voit apparaître des fumées blanches.

- Quelle est la réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique ? Donnez l'équation.
- Pourquoi observe-t-on des fumées ?

Exercice 11 : dosage acido-basique

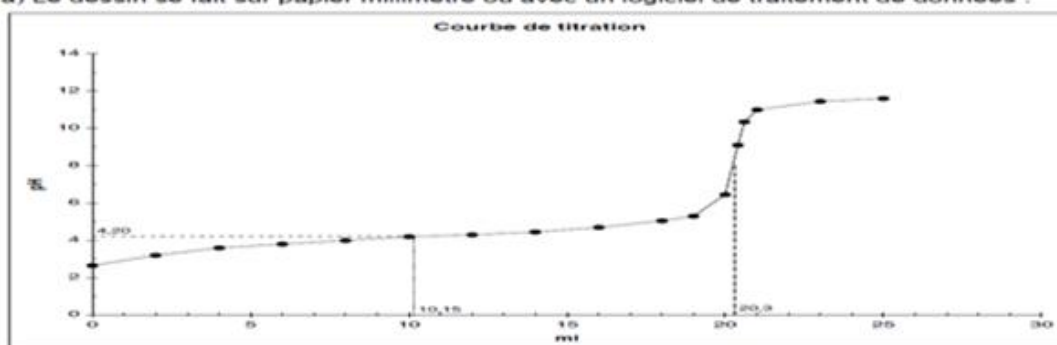
On dose par pH-métrie 20 mL d'une solution d'un acide HA de concentration initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On obtient les résultats suivants :

$V_{\text{NaOH}} / \text{mL}$	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH	2,65	3,2	3,6	3,8	4	4,2	4,3	4,45	4,7
$V_{\text{NaOH}} / \text{mL}$	18	19	20	20,4	20,6	21	23	25	
pH	5,05	5,3	6,45	9,1	10,35	11	11,45	11,6	

- Tracez la courbe de variation du pH en fonction du volume de base.
- Déterminez le point d'équivalence et la concentration initiale de l'acide.

Réponses :

a) Le dessin se fait sur papier millimétré ou avec un logiciel de traitement de données :



b) Le point d'équivalence est déterminé graphiquement : $V_{\text{eq}} = 20,3 \text{ mL}$.

On calcule ensuite la concentration de l'acide avec la formule $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$:

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,1 \cdot 0,0203}{0,020} = 0,1015 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$