

Dossier chimie
Niveau 6^{ème} secondaire

Propriétés acido-basique de produits de
la vie courante

*De Bont Adélaïde
Speliers Nadine*

Diffusé par la maison des sciences
2011-2012

Avez-vous déjà senti ou goûté du lait qui n'est plus bon ?

Avez-vous déjà vu un monument dont les pierres semblent mangées ?

Avez-vous déjà vu des informations comparables à celles reprises sur les trois documents suivants ?



AQUAVITAL

Minéralisation en mg/litre

Cations		Anions	
Calcium Ca ²⁺	78	Bicarbonates HCO ₃ ⁻	122
Magnésium Mg ²⁺	12	Sulfates SO ₄ ²⁻	8
Sodium Na ⁺	7	Chlorures Cl ⁻	6
Potassium K ⁺	2	Nitrates NO ₃ ⁻	1
Résidus secs à 180°C : 181 mg/L pH = 7,4			

Les pluies acides font encore peur

Les Belges craignent les pluies acides, la pollution des rivières et les OGM mais moins le nucléaire. La moitié juge que les actions individuelles font la différence.

Schoune C., avril 2003, le soir

Avez-vous déjà ressenti une douleur musculaire lors d'un effort intense ?

Avez-vous déjà entendu parler des différentes conséquences des composés azotés et soufrés rejetés dans l'atmosphère ?

Vous a-t-on déjà dit de ne pas manger les feuilles de rhubarbes ?

Toutes ces constatations peuvent être reliées au concept d'acido-basicité.

1. Caractère acide ou basique de produits de la vie courante

Lors de notre vie quotidienne, nous consommons constamment des produits ayant des propriétés acido-basique. Nous allons déterminer le pH de certains d'entre eux : produit pour déboucher les canalisations (déboucheur), vinaigre, jus de citron, vin, lait de vache, eau de ville, coca, nettoyant pour les vitres, eau de mer, jus d'orange, eau distillée, savon.

1.1. Préconceptions

Selon vous, les différents produits choisis sont-ils acides, basiques ou neutres ? Remplissez la première colonne (préconception) du tableau de la page 5 en indiquant « acide », « basique », ou « neutre » pour chacun des composés.

1.2. Classification des substances

Vous allez déterminer le caractère acido-basique des solutions ci-dessous de deux façons différentes ; à l'aide du jus de chou rouge et à l'aide du papier pH.

Le matériel dont vous avez besoin pour l'ensemble des expériences se trouve sur votre table de laboratoire et est repris ci-dessous.

Matériel	Réactifs	
- tubes à essai	- eau distillée	- vinaigre
- support de tubes	- solution d'hydroxyde de sodium (0,1 M)	- jus de citron
- gants	- solution d'acide chlorhydrique (0,1 M)	- vin
- papier pH	- jus de chou rouge	- nettoyant pour les vitres
- pH-mètre	- déboucheur	- eau distillée
	- eau de mer	- lait de vache
	- limonade	- savon
		- eau de ville
		- jus d'orange

1.2.1. Caractère indicateur du jus de chou rouge

En parcourant différents manuels de chimie, on peut trouver l'indication suivante : « le jus de chou rouge est un indicateur acido-basique ; en effet, sa coloration varie en fonction du pH du milieu ». *Voilà qui est intéressant, surtout qu'il est très facile d'obtenir cette solution ! Cependant, une information cruciale vous manque pour pouvoir utiliser le jus de chou rouge afin de déterminer le caractère acide ou basique d'une solution. Laquelle ?*

Comment pourrait-on obtenir cette information ? Donnez des exemples concrets.

Mode opératoire

- Introduisez 2 cm³ d'eau distillée dans chacun des trois tubes à essai.
- Introduisez 10 gouttes d'hydroxyde de sodium dans le deuxième tube à essai.
- Introduisez 10 gouttes d'acide chlorhydrique dans le troisième tube à essai.
- Ajoutez 10 gouttes de jus de chou rouge dans chacun des tubes à essai.
- Observez la coloration prise par la solution et remplissez le tableau ci-dessous.

Résultats

	Milieu acide	Milieu neutre	Milieu basique
Coloration de la solution			

1.2.2. Utilisation du jus de chou rouge

Vous allez maintenant pouvoir classer les différents composés de la vie courante en produits acides, basiques ou neutres en utilisant le jus de chou rouge.

Mode opératoire

- Introduisez 1 cm³ de déboucheur dans un tube à essai.
- Ajoutez 10 gouttes de jus de chou rouge dans le tube à essai contenant le déboucheur.
- Observez la coloration prise par la solution.
- Recommencez les étapes précédentes pour l'ensemble des composés à tester.

Résultats

A l'aide des résultats obtenus, remplissez la deuxième colonne (jus de chou rouge) du tableau de la page 5 en indiquant « acide », « basique », ou « neutre » pour chacun des composés.

1.2.3. Utilisation du papier pH

Vous êtes parvenus à classer les produits de la vie courante en trois grandes catégories : produits acides, basiques ou neutres. Cependant, cela ne vous donne toujours pas une valeur du pH. Afin d'affiner vos résultats, vous allez donc utiliser des bandelettes de papier pH.

Mode opératoire

- Découpez des bandes de quelques centimètres de papier pH.
- Déposez une goutte de chacun des composés à tester sur une bande de papier pH.
- Observez la coloration prise par le papier.
- Etablissez la correspondance entre la coloration du papier et la valeur numérique du pH.

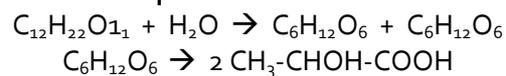
Résultats

A l'aide des résultats obtenus, remplissez la troisième colonne (papier pH) du tableau de la page 5 en indiquant la valeur de pH obtenue.

Composé	Préconception	Jus de chou rouge	Papier pH
Déboucheur			
Vinaigre			
Jus de citron			
Vin			
Lait de vache			
Eau de ville			
Coca			
Nettoyant pour vitres			
Eau de mer			
Jus d'orange			
Eau distillée			
Savon			

2. Relation entre fraîcheur et acidité du lait

Le lactose est un des composés majeurs du lait. Au fil du temps, les enzymes des bactéries lactiques transforment le lactose en galactose et glucose, le glucose étant à son tour transformé en acide lactique : c'est la **fermentation lactique**.



Etant donné que l'acidité du lait augmente au cours du temps, nous pouvons déterminer sa fraîcheur par titrage.

• Avec quel type de composé allez-vous titrer l'acide lactique (acide, base, neutre)? Pourquoi? Proposez un agent titrant adéquat.

• Ecrivez l'équation de titrage de l'acide lactique avec l'agent titrant choisit.

Sachant que l'acidité du lait s'exprime en degrés relatifs Dornic : 1°D correspond à 0,1 g/l d'acide lactique et qu'un lait frais a une acidité inférieure à 18°D alors qu'un lait qui a tourné à une acidité supérieure à 60°D, vous allez pouvoir déterminer si le lait présent sur votre table de laboratoire est frais.

Le matériel dont vous avez besoin se trouve sur votre table de laboratoire et est repris ci-dessous.

Matériel	Réactifs
- erlenmeyer de 250 ml	- 10 ml de lait
- pipette de 10 ml	- phénolphtaléine
- propipette	- solution d'hydroxyde de sodium
- burette de 25 ml	(concentration au tableau)

Mode opératoire

- Indiquez la concentration exacte de la soude.
- Prélevez, avec précision, 10 ml de lait à l'aide de la pipette jaugée et introduisez-les dans l'erlenmeyer.
- Ajoutez 5 gouttes de phénolphtaléine.
- Remplissez la burette avec la soude et mettez le niveau à zéro.
- Ajoutez la soude goutte à goutte jusqu'au virage de l'indicateur. L'équivalence est atteinte lorsque la phénolphtaléine prend une coloration violacée.
- Notez le volume de soude ajouté.
- Recommencez trois fois le titrage.

Résultats

- Concentration de la soude :

	1 ^{er} titrage	2 ^{ème} titrage	3 ^{ème} titrage
Volume de NaOH (cm ³)			

- $V_{\text{moyen}} \text{ NaOH} = \dots\dots\dots$

Exploitation des résultats

- Déterminez le degré Dornic du lait et indiquez si celui-ci est encore frais.

3. Dosage pH-métrique de l'acide acétique contenu dans un vinaigre

Le vinaigre est une solution contenant de l'acide acétique. Nous allons vérifier l'information que l'on trouve sur une étiquette de vinaigre commercial en ce qui concerne sa teneur en acide acétique.
Que pouvez-vous lire sur l'étiquette ?

Etant donné que le vinaigre est fort concentré en acide acétique, nous allons tout d'abord le diluer.

Matériel	Réactifs
- une pipette de 10 mL	- vinaigre commercial
- une pipette de 20 mL	- une pissette d'eau distillée
- une propipette	- une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue
- un ballon jaugé de 100 mL	(0,1 mol/L)
- un berlin de 50 mL	- phénolphtaléine
- un agitateur	
- un barreau magnétique	
- un pH mètre	
- du papier millimétré	

Mode opératoire - dilution

- Prélevez, à l'aide de la pipette, 10 mL de vinaigre concentré et versez-les dans le ballon jaugé de 100 mL.
- Ajoutez de l'eau distillée jusqu'à l'obtention d'un volume de 100 mL.
- Homogénéisez la solution

Mode opératoire – titrage pH-métrique

- Remplissez la burette à l'aide de la solution d'hydroxyde de sodium et ajustez le zéro.
- Introduisez, dans un berlin, 20 mL de la solution de vinaigre dilué. Utilisez la pipette et la propipette afin d'avoir le volume le plus exact possible.
- Ajoutez cinq gouttes de phénolphtaléine.
- Introduisez le barreau magnétique et faites fonctionner l'agitateur.
- Titrez à la burette par l'hydroxyde de sodium en indiquant la valeur de pH à chaque cm³ de solution titrante ajouté. Attention, lorsque vous arrivez proche de la zone de virage, notez la valeur de pH à chaque 0,1 cm³ de solution titrante ajoutée.

Résultats

- *Ecrivez l'équation de la réaction de titrage.*
- *Portez sur papier millimétré, le pH en fonction du volume de NaOH et déterminez graphiquement le point d'inflexion de la courbe.*
- *Déterminez la zone de virage de la phénolphtaléine et justifiez son utilisation dans le titrage volumétrique.*

4. Les mélanges tampons

Nous avons vu que l'ajout d'un acide ou d'une base dans une solution pouvait faire varier le pH (ajout d'HCl ou de NaOH dans l'eau distillée par exemple). Dès lors, comment expliquer que le pH du sang soit maintenu constant alors que, par exemple, de l'acide lactique est libéré dans le sang lors d'un effort violent ?

Le matériel dont vous avez besoin se trouve sur votre table de laboratoire et est repris ci-dessous.

Matériel	Réactifs
- 6 tubes à essai	- eau distillée
- un porte tube à essai	- solution d'HCl 0,1 M
- un berlin de 50 ml	- solution de NaOH 0,1 M
- du papier pH	- solution d'acide acétique 1M
- une barre de verre	- solution d'acétate de sodium 1M

Mode opératoire

- Versez 4 ml (= 4 cm de hauteur) d'eau distillée dans le premier berlin. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.
- Versez 3 ml d'eau distillée dans le deuxième berlin et ajoutez-y 1 ml d'acide chlorhydrique. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.
- Versez 3 ml d'eau distillée dans le troisième berlin et ajoutez-y 1 ml d'hydroxyde de sodium. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.
- Versez 5 ml d'acétate de sodium et 5 ml d'acide acétique dans un berlin de 50 mL et mélangez. Les deux réactifs se trouvent dans des burettes.
- Transvasez 3 ml du mélange acide acétique/acétate de sodium dans le quatrième berlin. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.
- Transvasez 3 ml du mélange acide acétique/acétate de sodium dans le cinquième berlin et ajoutez-y 1 ml d'acide chlorhydrique. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.
- Transvasez 3 ml du mélange acide acétique/acétate de sodium dans le sixième berlin et ajoutez-y 1 ml d'hydroxyde de sodium. Trempez un bout de papier pH dans la solution, observez la coloration prise par celui-ci et indiquez la valeur de pH correspondante.

Résultats

Solution	pH
Eau	
Eau + HCl 0,1 M	
Eau + NaOH 0,1 M	
Acide acétique/acétate	
Acide acétique/acétate + HCl 0,1 M	
Acide acétique/acétate + NaOH 0,1M	

Sur base des variations de pH, que pouvez-vous dire quant à l'effet du mélange acide acétique/acétate ?

Quelle est la relation entre l'acide acétique et l'acétate de sodium ? Sur base de cette relation, expliquez ce qu'est un mélange tampon.

Sur base de ces conclusions, comment expliquer que le sang garde un pH stable ?

5. Annexe

5.1. Détermination du pH à l'aide d'un pH-mètre

La détermination du pH à l'aide d'un pH-mètre est basée sur la mesure de la force électromotrice d'une pile composée d'une électrode indicatrice, sensible à la concentration en protons, et d'une électrode de référence, de potentiel constant.

L'électrode indicatrice est une électrode de verre, elle remplace l'électrode à hydrogène : une membrane de verre spéciale, mince et conductrice, sépare la solution que l'on doit titrer ($[H^+]_1$) de la solution de chlorure d'hydrogène présente à l'intérieur de l'électrode ($[H^+]_2$). Expérimentalement, on observe qu'il s'établit, à travers cette paroi de verre, une différence de potentiel qui est fonction de la différence de concentration entre les deux solutions.

L'électrode de référence est l'électrode à calomel. Elle se compose de mercure en contact avec du calomel solide (Hg_2Cl_2) qui lui-même est en contact avec une solution saturée de KCl.

Dans la burette se trouve la solution titrante et dans le récipient de mesure, un volume précis de la solution à titrer. On peut introduire une puce magnétique dans le récipient de mesure pour favoriser l'agitation des réactifs.

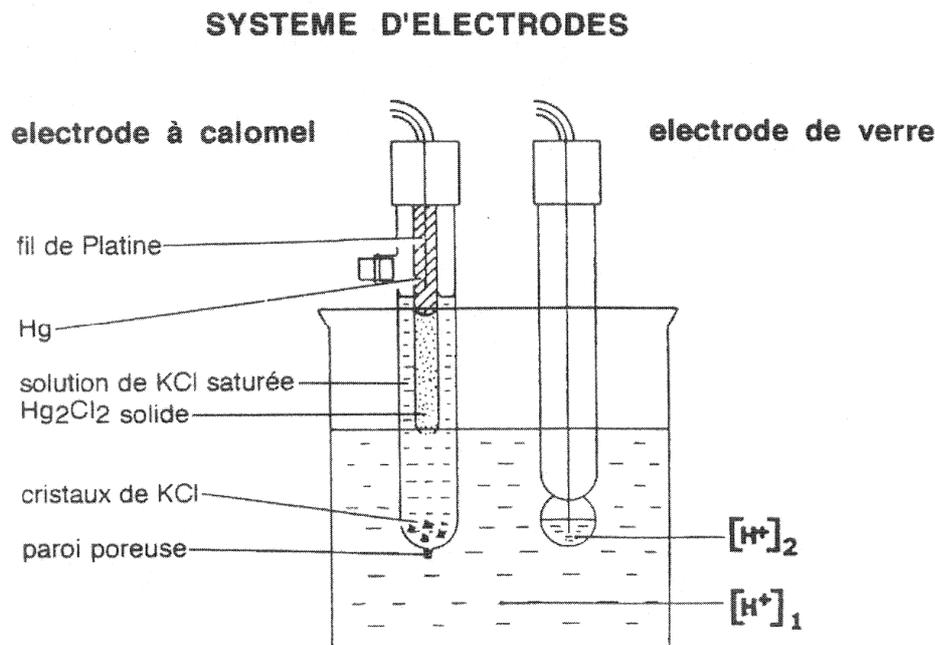


Figure 1 – Représentation schématique d'un pH-mètre

5.2. Bibliographie

Vandevoorde A.-M. 2004. 6e sciences – Manip – Réflexion. Wolters Plantyn. Bruxelles.

Vandevoorde A.-M. 2004. 6e sciences – Manip – Guide du professeur. Wolters Plantyn. Bruxelles.

Vandevoorde A.-M. 2004. 6e sciences – Manip – Expérimentation. Wolters Plantyn. Bruxelles.

Vandevoord A.-M. 2006. La chimie dans la vie quotidienne – 6^e sciences de base. Wolters Plantyn. Bruxelles

Pirson P., Bribosia A., Martin Cl., Tadino A. 1990. Chimie – science expérimentale – 6^e rénové cours 3h. De Boeck. Bruxelles

Pirson P., Bribosia A., Martin Cl., Tadino A. 2003. Chimie 6^e – sciences générales. De Boeck. Bruxelles

Pierens E., Pierens P., Rousseau C., Sliwa H. et Szymczak A. 2002. Chimie Term S. Nathan. Paris.

Kotz et Treichel. 2006. Chimie des solutions. De Boeck. Bruxelles.

Durupthy A., Durupthy O., Fanguet M., Fanguet R., Giacino M. et Jaubert A. 2002. Chimie Term S. Hachette. Paris.

http://archives.lesoir.be/environnement-l-eurobarometre-revele-l-inquietude-plus_t-20030401-ZoMZVU.html?queryand=%22pluies+acides%22&firstHit=0&by=50&when=-1&sort=datedesc&pos=31&all=258&nav=1