L’acidité et la basicité des produits ménagers

1. Définitions

**A/ Acide / base**

Selon LEWIS, l’acide est un composé qui accepte une paire d’électrons à partir d’autres espèces. Par exemple, prenons la réaction des Ions fluorure sur le composé BF3 (bore). Un doublet de l’Ion fluorure va être transféré sur l’atome de Bore pour établir une liaison et former l’ion BF4-. En effet, le doublet de l’ion fluorure est instable et va être transféré sur l’atome de Bore. Ainsi, le composé BF3 est acide puisqu’il a accepté les électrons de l’ion Fluorure.

BF3 + F- 🡪 BF4-

En ce qui concerne la définition de Base, LEWIS affirme qu’il existe des atomes donneurs. Par exemple, l’atome d’Azote de la molécule NH3, est donneur de deux électrons. Ces derniers peuvent aller réagir avec le proton H+ qui lui est accepteur de l’électron. NH3 est donc une base.

NH3 +H+ 🡪 NH4+

Selon Bronsted, un acide est un donneur de proton à une base (en effet, un proton est accepteur de paire d’électron) . Une base est un accepteur de proton d’un acide.

**B/ Le pH et sa mesure**

Le pH qui signifie potentiel hydrogène correspond à la mesure qui nous permet de déterminer si une solution est acide, basique ou neutre. Elle mesure la quantité de proton dans une solution aqueuse. Elle peut prendre une valeur comprise entre 0 et 14.

Le calcul du pH :

pH = -log[H3O+]

A partir de cette formule, on peut calculer la concentration de proton lorsque l’on connait le pH : [H30+]= 10-pH

Les solutions sont ainsi classées en trois catégories :

* pH inférieur à 7 (depuis 0) : la solution est acide
* pH égal à 7 : la solution est neutre
* pH supérieur à 7 (jusqu’à 14) : la solution est basique

Les mesures :

* Le papier pH : papier imbibé d’indicateurs colorés qui change de couleur en fonction de l’acidité. Son avantage est qu’il est facile à utiliser et qu’il peut rapidement nous donner le résultat de la solution.
* Le pH-mètre : appareil numérique muni d’une sonde de pH que l’on place dans la solution à expérimenter. Il donne la valeur à 0.1 près. Son avantage est que la mesure de la solution est beaucoup plus précise. Son inconvénient est que cet appareil est couteux.

**C/ Les différents types d’acide et de base**

* Pour un acide fort, prenons exemple avec de l’acide chlorhydrique. Sa formule est HCL.

Cet acide, au contact de l’eau se dissocie totalement.

HCl + H2O = H30+ + Cl-

 On remarque ainsi, qu’il n’y a plus de HCl.

Il faut d’autant plus, regarder la valeur du pKa. Plus le pKa est faible, plus l’acide est fort. Ainsi, le pKa de l’acide chlorhydrique est de -3. Ainsi, cet acide est fort.

* Pour une base forte, par exemple la soude NaOH.

Toujours au contact de l’eau, la soude est intégralement dissociée.

NaOH + H2O = OH- +Na+ + H2O

Le pKa de cette base est supérieur à 14. Dans ce cas, la base est forte.

* Pour un acide faible, on utilise l’acide acétique c'est-à-dire le vinaigre.

Il se dissocie que partiellement au contact de l’eau. En effet, il reste des molécules dans l’eau comme H3C – CO2H

H3C – CO2H + H2O = H30+ + H3C-CO2-H3C- C02H

Le pKa de l’acide acétique est de 4.75. Ainsi, l’acide est faible.

Si le pH est inférieur au pKa, l’espèce prédominante est la forme acide. Si par contre, le pH est supérieur au pKa, l’espèce prédominante est la forme basique.

* Avec une base faible, l’acide NH3 est partiellement dissociable.

NH3 + H20 = OH- + NH4 + NH3

Le pKa de cet acide est de 9.25, donc on parle de base faible.

* L’acide d’un couple acide/base va réagir avec la base d’un autre couple acide/base. Exemple, HCO3- réagit avec H3CCO2H pour former H2C03H + H3C CO2-.
1. **Classement des acides et des bases dans la vie courante et leurs effets**

**Tableau des pKa pour les acides**

|  |  |
| --- | --- |
| Acide | PKA |
| Acide citrique | **3.13** |
| Acide ascorbique H3 PO4 | **4.05** |
| Acide phosphorique | **2.1** |
| Acide lactique | **3.86** |
| Acide acétique | **4.76** |
| Acide acétylsalicylique ( aspirine) | **3.5** |
| Acide carbonique (CO2) | **6.37** |

**Tableau des pKa pour les bases**

|  |  |
| --- | --- |
| Bases | PKA |
| Bicarbonate de soude (NaHCO3) | **10.3** |
| Ammoniaque (NH3) | **9.25** |

Le tableau suivant, décrit les principales propriétés des acides et des bases

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **pH** | **Classification** | **Exemples** |
| 0 à 33 à 678 à 1111 à 14 | Fortement acideFaiblement acideNeutreFaiblement alcalinFortement alcalin | DétartrantDésincrustantDétergent neutreDétergent alcalinDégraissant surpuissant, décapant |

(\* *détergent : Il s’agit de produits nettoyants ne contenant pas d’agents antibactériens*.

1. Expériences

A/ Solution neutre:

* Expérience 1:
* Mesure du pH de l’eau du robinet

Son pH est à égal à 8.

Ainsi, pour calculer la concentration d’H30+, il faut appliquer ce calcul : [H30+] = 10-pH.

[H30+] = 10-8 mole/l.

Pour calculer la concentration d’OH-, il faut utiliser le calcul [H30+]\*[OH-] = 10-14.

Donc, [OH-] = 10-14 / [H30+] = 10-14/ 10-8 = 10-14 x 10+8 = 10-6 mole/l

On remarque qu’il y a plus d’ [OH-] que de [H30+] donc l’eau est une solution légèrement basique.

Remarque : L’eau pure est censée être neutre, c'est-à-dire que sa concentration en OH- doit être égale à sa concentration en H3O+. C'est-à-dire que son pH est égal à 7. Soit l’eau, est un peu contaminée, soit la mesure du pH avec le papier-pH n’est pas précise.

* Expérience 2:
* Ajout du sel dans l’eau. On remarque que le pH n’a pas changé, puisqu’il est toujours de 8.

NaCl + H2O 🡪 Na+ + Cl- + H2O

Le sel solide, NaCl, dans un premier temps se dissout. Etant donné que les ions chlorure ne sont pas connu pour avoir des propriétés acide ou basique dans l’eau, ils sont donc stables et il n’y a donc pas de formation d’H30+ ni d’OH- ainsi, l’eau reste neutre.

B/ Solution acide :

* Expérience 3 :
* Effet de l’ajout de jus de citron sur la valeur de pH.

Le pH de la solution est d’environ 4.5. La solution est donc devenu acide. Il y a donc eu production de H30+. En effet, nous allons calculer la concentration d’acidité et de basicité dans cette solution :

[H30+] = 10-4.5 = 3x 10-5 mole/l

[OH-] = 10-14/3.10-5 = 3.10-10 mole/l

L’acide citrique n’est pas neutre dans l’eau donc il réagit pour former des H30+ et des ions citrates selon la réaction. Dans cette réaction, l’eau joue le rôle de base.

C6H8O7 (acide citrique) +H20 🡪 C6H7O7-(ions citrates) + H3O+

* Expérience 4 :
* Mesure du pH du citron pur

Le pH du citron est de 2. Sa concentration en [H30+] est égale à 10-2 mole/l et en [OH-] est de 10-12 mole/lpuisque [OH-] = 10-14 / [H30+] = 10-14/ 10-2 = 10-14x 10+2 = 10-12 mole/l.

C/ solution basique :

* Expérience 5
* Ajout de bicarbonate de soude dans de l’eau

Son pH est de 9. Ainsi, le pH a augmenté de 8 à 9.

NaHCO3 + H2O 🡪 Na+ + HC03- + H2O 🡪 Na+ + H2CO3 + OH- + HC03- (n’ayant pas réagit)

Nous remarquonsque l’eau (H20) va réagir avec HCO3- (base) pour fournir les ions OH-. Le couple acide/basede cette solution est H2CO3 (acidecarbonique)/ HCO3- (Ions bicarbonate)

Calculons à présent les concentrations

[H30+] = 10-9 mole/l.

[OH-] = 10-14/10-9 = 10-14x10+9 =10-5 mole/l

Comment déterminer l’espèce prédominante du couple H2CO3/HCO3-

Pour des pH compris entre 0 et pKa, c’est l’espèce acide qui est prédominante H2CO3. Pour des pH compris entre pKa et 14, l’espèce prédominante est la base : HCO3-

Or, le pH que nous avons mesuré est de 9. Il est donc compris entre pKa et 14. L’espèce prédominante est les ions bicarbonate (HCO3-).

 H2CO3 HCO3-

 0 pKa =6.37 pH= 9 14



D/ Mélange de solution acide et basique

* Expérience 6 :
* Ajout de vinaigre dans une solution contenant du bicarbonate de soude

On utilise la solution de l’expérience 5,qui contient des ions bicarbonate (HCO3-)mais aussi des ions OH- majoritaires. Ce sont ces bases qui vont réagir avec l’acide acétique du vinaigre. Selon la réaction :

OH- + HCO3- + H3CCO2H 🡪 H2O + H2CO3 + H3CCO2-

En ayant consommé les ions OH-, on a augmenté la concentration d’ [H30+] et par conséquent, on s’attend à un pH plus faible (plus acide).

L’acide acétique du vinaigre, va réagir avec le bicarbonate de soude pour former de l’acide carbonique et des ions acétates (base de l’acide acétique). On a constaté un dégagement gazeux lors de l’addition de vinaigre : cela provient de la formation importante de H2CO3 qui correspond à du CO2 dissous. Il y a trop de CO2 dissous ce qui provoque un dégagement de CO2.