**Détermination des quantités de matière en solution à l’aide de la réaction chimique**

**Réactions acido-basiques**

**Situation déclenchante**

**Bilan**

**I- Les réactions acido-basiques : Exemples**

**1- Réaction entre l’ammoniac et le gaz de chlorure d’hydrogène**

La réaction entre l’ammoniac  et le chlorure d’hydrogène  résulte un solide ionique, selon la réaction suivante :



**2- Réaction entre l’acide nitrique et l’eau**

**L’acide nitrique**  réagit avec l’eau , il en résulte l’ion de nitrate  et l’ion d’oxonium , selon la réaction suivante :



**Ce qui se passe au niveau microscopique ?**

Dans les deux équations de la réaction chimique, on constate qu’il existe un espèce chimique qui cède un proton , en même temps l’autre capte le proton . Donc lors de cette réaction il y a un échange des protons.

Ce qui vient d'être vu dans cet exemple peut être généralisé.

**II- Les acides et les bases au sens de Brönsted.**

**2- 1. Définitions et exemples.**

**2- 1- 1- Les acides**

On appelle **acide** une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs **protons** . On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique** :

** ou **

Les écritures formelles précédentes sont appelées demi-équations acido-basiques.

Les exemples suivants sont à connaître par cœur.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Acide | Nom | Demi-équation |
| HCl | Chlorure d’hydrogène |  |
| CH3─ COOH | Acide éthanoïque ou acide acétique |  |
|  | Ion Ammonium |  |
| H2O | Eau |  |
| H3O+ | Ion Oxonium |  |

**Attention!** Les acides, surtout concentrés sont dangereux et corrosifs.

Jamais d’eau dans l’acide mais l’inverse, on verse toujours l’acide dans l’eau

**2- 1- 2- Les bases**

On appelle **base** une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs **protons** . On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique** :

** ou .**

Les exemples suivants sont à connaître par cœur.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Base | Nom | Demi-équation |
| Cl- | Ion chlorure |  |
| CH3─ COO- | Ion éthanoate ou ion acétate |  |
| NH3 | Ammoniac |  |
| HO- | Ion hydroxyde |  |
| H2O | Eau |  |

**Remarque : On appelle ampholyte (**amphotère) **une espèce chimique capable de se comporter comme un acide dans une réaction et une base dans l’autre (Exemple , ).**

**Attention!** Les bases concentrées sont dangereuses (corrosives).

**2- 2. Notion de couple acide/base et de demi-équation acido-basique associée.**

L’acide AH et la base A- forment un **couple acide/base** noté AH/A- (ou BH+/B). On dit que AH et A- (ou BH+ et B) sont des espèces **conjuguées**.

Le passage possible d’un acide à sa base conjuguée et vice versa est formalisé par une **demi-équation acido-basique**

Un couple acide/base est l'ensemble d'un acide et d'une base qui se correspondent dans les réactions acido-basiques.

Conventionnellement dans un tel couple on représente l'acide à gauche et la base à droite. On écrira donc le couple sous la forme: AH / A-.

Si l'on considère l'acide AH, la base A- qui lui correspond est parfois appelée base conjuguée de l'acide AH.

Si l'on considère la base A-, l'acide qui lui correspond est parfois appelé acide conjugué de la base A-.

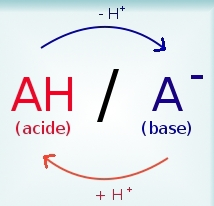
**Exemples des couples acide / base**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **couple acide/base** | **espèce acide** | **espèce basique** | **demi-équation** |
| CH3COOH/CH3COO- | acide acétique | ion acétate |  |
| HNO2/NO2- | acide nitreux | ion nitrite |  |
| NH4+/NH3 | ion ammonium | ammoniac |  |
| CO2,H2O/HCO3- | dioxyde de carbone en solution aqueuse | ion hydrogénocarbonate |  |
| HCO3-/CO32- | ion hydrogénocarbonate | ion carbonate |  |
| H3O+/H2O | Ion oxonium | Eau |  |
| H2O/HO- | Eau | Ion hydroxyde |  |

**Remarque :**

Pour obtenir la **formule brute** de la base conjuguée d'un acide, il suffit de retirer à la formule brute de l'acide; pour obtenir la formule brute de l'acide, il suffit de rajouterà la formule brute de sa base conjuguée.

On peut alors écrire **les couples acide/bases en suivant cette règle**.



**III. Ecriture de l'équation de la réaction.**

Une réaction acido-basique est une transformation mettant en jeu deux couples acido-basiques, acide1/base1 (**)** et acide2/base2 (**)**, qui échangent un proton H+.

On pourra écrire chaque demi-équation acido-basique correspondant à chaque couple mis en jeu puis leur somme membre à membre qui représente l'équation de la réaction.

**Exemple :**



**IV- Indicateurs colorés acido-basiques**

Un indicateur coloré est un couple acide-base dont l'acide et la base n'ont pas la même couleur. Il prend sa forme acide ou sa forme basique selon le pH de la solution où il existe.

Généralement, on symbolise par la couple de l’indicateur par l’écriture : HIn/In-.

Dans le cas d’un acide AH, la base du couple de l’indicateur In- se réagit avec l’acide AH pour se transformer a son acide conjugue HIn selon la réaction suivante :



La solution va prendre la couleur acide de l’indicateur.

De même dans le cas de l’existence d’une base A-, il se réagit avec HIn pour se transformer en base conjugue selon la réaction suivante :



La solution va prendre la couleur basique de l’indicateur In-.

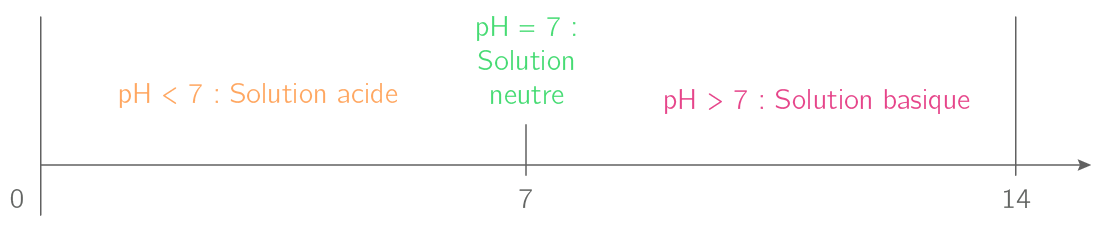
**Exemples :** BBT (acide jaune / base bleue)

Hélianthine (acide rose / base jaune)

Phénolphtaléine (acide incolore / base rose)

**L'échelle de pH dans une solution aqueuse**

Dans une solution aqueuse, le pH d'une solution est compris entre 0 et 14 :



Echelle de pH dans l’eau

**V- Complément du cours**

**1) Le pH : définition et mesure**

***Le potentiel hydrogène, plus connu sous le nom de "pH" permet de mesurer l'acidité ou la*** *basicité d'une solution. Le pH de l’eau pure à 25°C, qui est égal à 7, a été choisi comme valeur de référence d’un milieu neutre.*

**2) Comment mesurer le pH ?**

*i) A l’aide d’un indicateur coloré :* la teinte prise par la solution nous donne une indication sur le domaine de pH dans lequel on se trouve.

*ii) Le papier pH :* par dépôt d’une goutte de solution à l’aide d’un agitateur sur le papier (mélange de colorant qui change de couleur selon le pH), on peut faire une mesure approchée du pH d'une solution.

*iii) Un pH-mètre* : permet de faire une mesure plus précise. Il est constitué d’une sonde de mesure reliée à un voltmètre comportant une graduation en unité de pH. La mesure avec un pH-mètre nécessite un étalonnage.

**3) *Description du pH-mètre***

Un pH-mètre est constitué d’une sonde de mesure reliée à un voltmètre électronique gradué en unité de pH. La sonde de mesure est constituée d’une électrode de référence : ces deux électrodes peuvent être combinées ou séparées. La tension U qui apparaît aux bornes de la sonde plongée dans une solution est une fonction affine du pH = A – B.pH

A et B sont des coefficients positifs qui dépendent de la température et de l’état des électrodes.

Il est donc nécessaire ***d’étalonner*** le pH-mètre avant toute mesure.

**4) *Etalonnage du pH-mètre***

Il nécessite la connaissance de la température des solutions étudiées et l’utilisation de deux solutions étalons de pH connu pour fixer à l’appareil la valeur des constantes A et B.

**5) *Mesure du pH***

La sonde doit être rincée à l’eau distillée, puis plongée dans la solution étudiée. Après agitation et stabilisation de la mesure, la valeur du pH est relevée.

# VI- Les réactions acido-basiques dans la vie quotidienne

La vie étant apparue dans les milieux aqueux et les êtres vivants étant composés majoritairement d'eau, l'étude des réactions chimiques en solution aqueuse est un domaine central de la chimie.

Parmi ces réactions, les réactions acido-basiques sont au cœur de procédés organiques (la destruction des aliments par l'estomac, la dégradation par les intestins, ….etc) ou inorganiques (le principe d'action des déboucheurs d'évier, l'oxydation des métaux, ….etc) complexes. L'étude des acides et des bases et la façon dont ils réagissent ensemble est donc fondamental.