

Introduction

Depuis le collège, vous connaissez la notion d'acides et de bases, avec notamment cette échelle de pH :

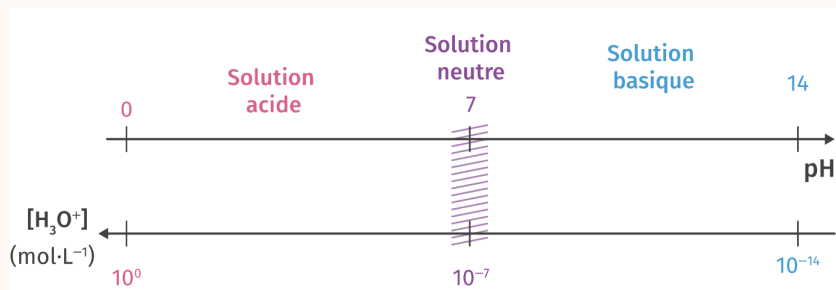


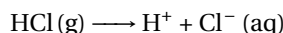
FIGURE 1 : Echelle de pH

Mais à quoi correspond cette acidité en chimie et comment se fait-il que certaines espèces chimiques présentent ce caractère acide ?

Définition d'un acide

Document 1 Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique

Lors de la préparation d'une solution d'acide chlorhydrique, il faut tout d'abord dissoudre le chlorure d'hydrogène gazeux HCl (g) dans l'eau. Il se forme alors une solution aqueuse d'acide chlorhydrique selon l'équation :



Cependant, en solution aqueuse, l'ion hydrogène H^+ , appelé proton, n'existe pas isolément : il réagit avec l'eau pour former l'ion oxonium H_3O^+ . L'écriture précédente constitue donc une étape formelle permettant de décrire le transfert du proton. Finalement, une solution d'acide chlorhydrique se note $(\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} , \text{Cl}^- \text{ (aq)})$.

Document 2 Différentes définitions d'un acide

La première définition d'acide est apparemment d'origine organoleptique*, comme en témoigne le monde gréco-romain avec l'adjectif latin *acidus*, signifiant « aigre, piquant, et donc acide » et déjà au sens figure, « acide, désagréable ». [...] La première « théorie » de l'acidité est due à Lavoisier [...]. À la fin du XIX^e siècle, Arrhenius définit un **acide** comme une espèce dont la mise en solution dans l'eau augmente la concentration en ions H^+ (ou H_3O^+) et une **base** comme une espèce dont la mise en solution dans l'eau augmente la concentration en ions hydroxyde HO^- . Cette définition, limitée aux solutions aqueuses, n'explique cependant pas le caractère basique de certaines espèces ne contenant pas d'ion hydroxyde. [...] **En 1923, Brønsted généralise ces notions : un acide est une espèce capable de céder un proton, tandis qu'une base est une espèce capable de capter un proton.**

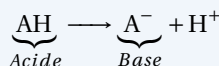
*Organoleptique : qui affecte les organes des sens.

D'après l'article « Acide », Wikipedia.org.

Document 3 Les couples acide-base

À retenir

Un couple acide-base est composé d'un acide et de sa base conjuguée. Il se note AH/A^- , avec AH l'acide et A^- sa base conjuguée. Tout comme les deux membres d'un couple d'oxydoréduction « redox » peuvent s'échanger des électrons, les deux membres d'un couple acide-base peuvent s'échanger un proton.



Un **acide de Brønsted** est une espèce capable de céder un proton H^+

Une **base de Brønsted** est une espèce capable de capter un proton H^+ .

TRAVAIL À EFFECTUER

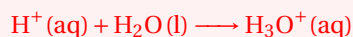
1. Expliquer en quoi le chlorure d'hydrogène présente un caractère acide.

✓ **Correction**

Le chlorure d'hydrogène est un acide au sens de Brønsted : c'est une espèce capable de céder un proton H^+ . La liaison $\text{H}-\text{Cl}$ est fortement polarisée (le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène), ce qui favorise la libération du proton, qui est ensuite capté par une molécule d'eau.

2. Écrire l'équation de réaction entre le proton H^+ et une molécule d'eau.

✓ **Correction**



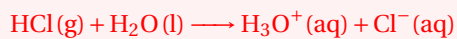
3. L'eau joue-t-elle un rôle d'acide ou de base lors de cette réaction ? Justifier.

✓ **Correction**

L'eau joue le rôle d'une base de Brønsted : elle capte le proton H^+ pour former l'ion oxonium H_3O^+ .

4. En déduire l'équation globale entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.

✓ **Correction**



5. En déduire les deux couples mis en jeu et identifier dans chaque couple l'acide et sa base conjuguée.

✓ Correction

Les deux couples mis en jeu sont :

- HCl/Cl^- : HCl est l'acide, Cl^- sa base conjuguée ;
- $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$: H_3O^+ est l'acide, H_2O sa base conjuguée.

Comment expliquer l'acidité des espèces chimiques ?

Il est maintenant important de comprendre pourquoi une espèce chimique est capable de céder ou de capter un ion hydrogène H^+ .

Document 4 Électronégativité des éléments chimiques

On rappelle que l'électronégativité d'un élément chimique représente sa capacité à attirer les électrons du doublet liant (liaison covalente). L'électronégativité d'un élément chimique augmente lorsqu'on se déplace vers le haut et vers la droite du tableau périodique. On considérera toujours qu'une liaison $\text{C}-\text{H}$ n'est pas polarisée, car la différence d'électronégativité entre les deux atomes est très faible (inférieure à 0,4).

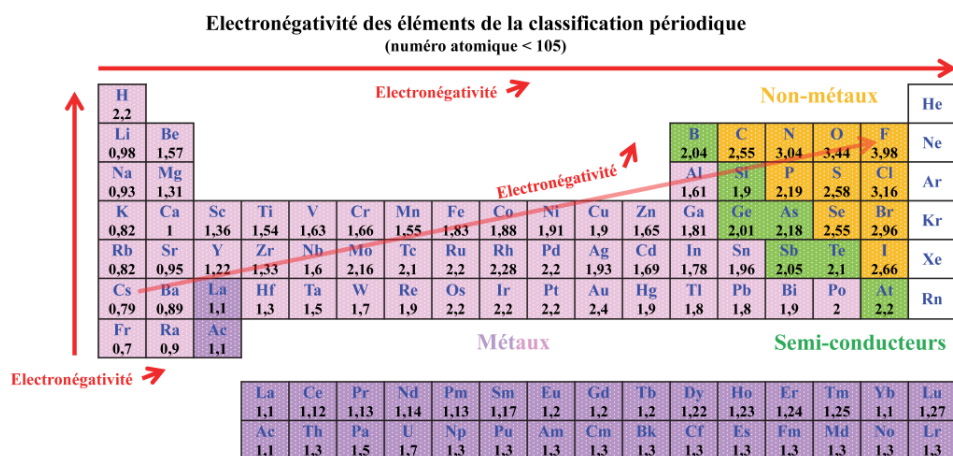


FIGURE 2 : Tableau périodique des éléments utilisant l'échelle d'électronégativité de Pauling

Données : schémas de Lewis de quelques atomes

Hydrogène ($Z = 1$) : $\cdot\text{H}$

Carbone ($Z = 6$) : $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$

Azote ($Z = 7$) : $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$

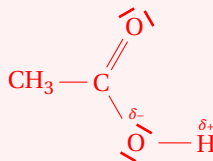
Oxygène ($Z = 8$) : $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$

TRAVAIL À EFFECTUER

Activité d'introduction – La notion d'acidité en chimie

1. Représenter le schéma de Lewis de l'acide éthanoïque et indiquer la liaison la plus polarisée, ainsi que les charges partielles associées.

✓ Correction



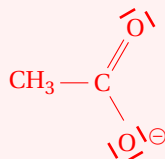
La liaison la plus polarisée est la liaison O—H du groupe carboxyle : l'oxygène, plus électronégatif que l'hydrogène, porte une charge partielle négative δ^- et l'hydrogène une charge partielle positive δ^+ .

♥ À retenir

La présence d'une liaison fortement polarisée entre un atome d'hydrogène et un atome électronégatif peut favoriser la libération de cet hydrogène sous la forme d'un ion H^+ . La polarisation de la liaison contribue ainsi au caractère acide de l'espèce chimique.

2. En déduire le schéma de Lewis de l'ion éthanoate, qui est la base conjuguée de l'acide éthanoïque.

✓ Correction

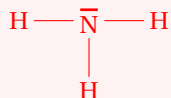


À retenir

Une base de Brønsted est capable de capter un ion H^+ . Souvent, un **doublet non liant** de la base forme une liaison avec l'ion hydrogène : l'acide conjugué est alors obtenu.

3. Représenter le schéma de Lewis de l'ammoniac NH_3 . Justifier son caractère basique.

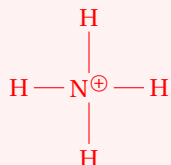
✓ Correction



L'atome d'azote porte un doublet non liant qui peut capter un proton H^+ : l'ammoniac est donc une base de Brønsted.

4. En déduire le schéma de Lewis de l'ion ammonium NH_4^+ , acide conjugué de l'ammoniac. Écrire la demi-équation associée au couple NH_4^+/NH_3 .

✓ Correction



Le doublet non liant de l'azote s'est lié au proton capté. La demi-équation associée au couple NH_4^+/NH_3 est :



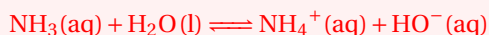
5. L'eau appartient ici au couple H_2O/HO^- . Écrire la demi-équation associée à ce couple, puis combiner les deux demi-équations pour obtenir l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.

✓ Correction

Demi-équation associée au couple H_2O/HO^- (l'eau joue ici le rôle d'acide) :



En additionnant les deux demi-équations, on obtient l'équation de la réaction globale :



6. L'eau est ce qu'on appelle une espèce amphotère. Noter les deux couples acide-base possibles pour l'eau et en déduire une définition du terme **amphotère**.

✓ **Correction**

Les deux couples acide-base possibles pour l'eau sont $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ (l'eau y est la base conjuguée) et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ (l'eau y est l'acide). Une espèce **amphotère** est donc une espèce chimique qui peut jouer à la fois le rôle d'acide et le rôle de base, c'est-à-dire à la fois céder et capter un proton H^+ .