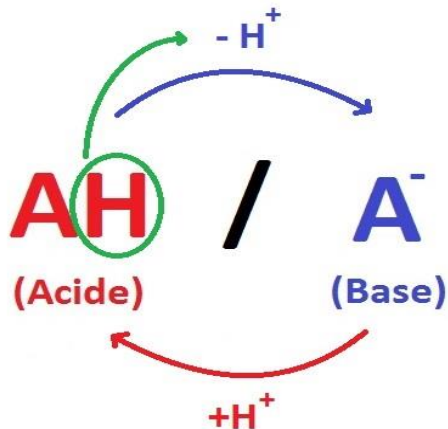


Transformation acide-base et pH



Un acide est
capable de céder
un proton H^{+}

Une Base est
capable de capter
un proton H^{+}

Notions à traiter

- Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.
- Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines.
- Espèce amphotère
- pH et relation avec concentration de H^+ .

Acides et bases au quotidien



Tous ces produits d'usage courant renferment des acides.



Ces produits d'usage courant renferment des bases.

Acides et bases

Acide selon Bronsted

Un acide est une espèce chimique susceptible de libérer au moins un proton H^+ (donneur de proton) selon les réactions chimiques suivantes :

acide



acide



Oxydant

Un oxydant est une espèce chimique capable de **gagner** un ou plusieurs électrons.

Réducteur

Un réducteur est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Acides et bases

Base selon Bronsted

Une base est une espèce chimique susceptible de capter au moins un proton H^+ (accepteur de proton).

base



base



Acides et bases

Proton H^+

L'atome d'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ est composé d'un proton et d'un électron (il ne possède pas de neutron). Quand il perd son électron il devient l'ion H^+ qui n'est donc plus constitué que d'un proton. D'où l'utilisation du terme proton pour désigner l'ion H^+ .



Remarque :

Selon les cas, les acides et les bases peuvent être des espèces ioniques ou non. Lorsqu'elles sont ioniques, elles n'existent pas seules en solution, elles sont toujours accompagnées d'un ion spectateur qui permet d'assurer l'électroneutralité.

Par exemple, l'acide chlorhydrique HCl se dissout dans l'eau en ions oxonium H_3O^+ et chlorure Cl^- .

Seuls les ions H_3O^+ sont porteurs du caractère acide, les ions Cl^- sont spectateurs.

Acides et bases

Origine de l'acidité et basicité des espèces

Polarisation de liaison et électronégativité

Doc. 2 Polarisation de liaisons

L'électronégativité désigne la capacité d'un atome à attirer des électrons.

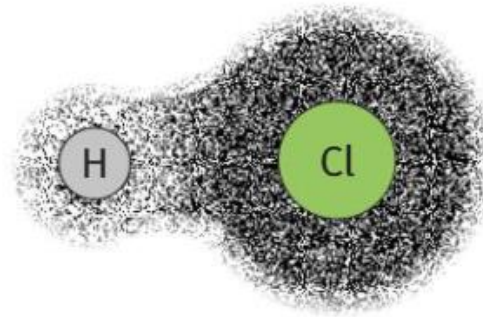
H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16

Électronégativité χ de quelques atomes sur l'échelle de Pauling.

Dans une liaison polarisée, les électrons sont déportés vers l'atome le plus électronégatif. Des charges partielles apparaissent alors. Plus la différence d'électronégativité entre les atomes est forte, plus la liaison est polarisée.

Exemples de liaisons polarisées :
 $\text{H} - \text{O}$; $\text{H} - \text{N}$; $\text{H} - \text{Cl}$; $\text{H} - \text{I}$;

Doc. 3 Polarisation d'une liaison



Les zones les plus grises représentent les régions de l'espace où les électrons de la liaison covalente ont la plus grande probabilité de se trouver.

Liaison
covalente
apolaire

Liaison
covalente
polaire

Liaison
ionique

Différence d'électronégativité croissante

< 0,3 - 0,4

comprise entre 0,4 et 2

> 2

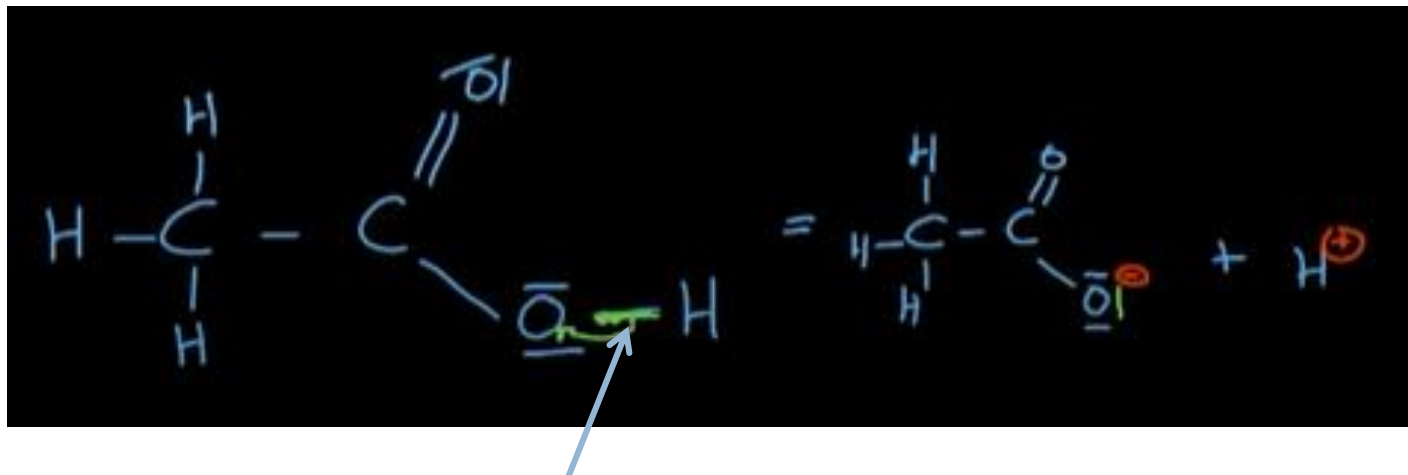


Acides et bases

Origine de l'acidité et basicité des espèces

Exemple : acide éthanoïque

L'acide éthanoïque, nommé aussi acide acétique, est à l'origine de l'acidité et de l'odeur du vinaigre. La molécule d'acide éthanoïque peut libérer un ion H^+ . Comme pour tous les acides, cette libération a lieu en raison de la forte polarisation de la liaison entre un atome d'hydrogène et un atome plus électronégatif.



Différence d'électronégativité

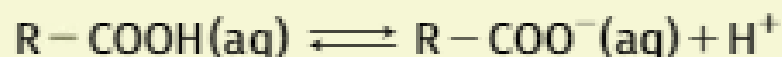
Acides et bases

Cas des acides carboxyliques

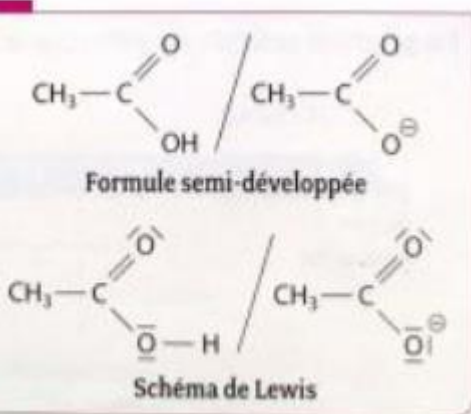
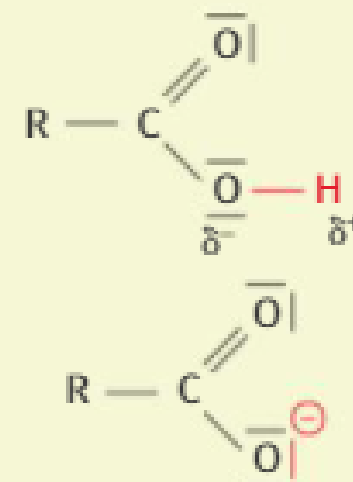
Les acides carboxyliques sont des molécules organiques possédant un groupe carboxyle.

Le groupe carboxyle possède un atome d'hydrogène mobile qui lui confère un caractère acide.

La demi-équation acide-base est :



où $\text{R} - \text{COO}^-(\text{aq})$ (ion carboxylate) est la base conjuguée de $\text{R} - \text{COOH}(\text{aq})$ (acide carboxylique).



Exemple :

$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$: acide éthanoïque/ion éthanoate

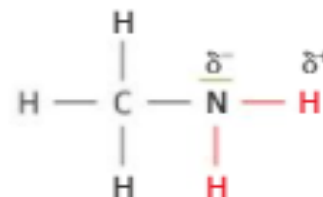
Acides et bases

Cas des amines

Une amine est un composé organique dérivé de l'ammoniac dont au moins un atome d'hydrogène a été remplacé par un groupe carboné.

Exemple : la méthylamine

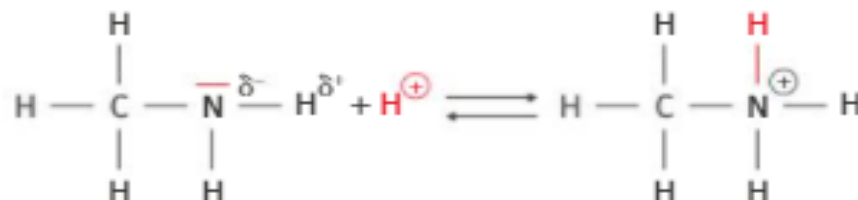
La liaison N – H est polarisée : les amines peuvent donc être acides. Or, cet aspect acide est peu prononcé. En revanche, l'atome d'azote électro-négatif possède un doublet non liant susceptible de capter un ion H^+ pour former un ion ammonium.



Les amines sont donc surtout des bases.

Exemple :

Ion méthylammonium/méthylamine



Acides et bases

Cas des amines

Vocabulaire

• Classe des amines :

Amine primaire	Amine secondaire	Amine tertiaire
		

Pas de malentendu

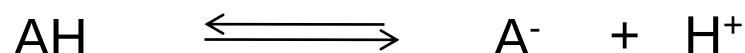


- ➔ Dans une formule, R représente une chaîne carbonée quelconque qui prolonge la molécule.

Réaction acido-basiques

Couple acide-base

D'une façon générale :



L'espèce A^- et le proton formés peuvent se recombinaison pour donner AH ; donc A^- est une base.

L'ensemble des deux espèces associées dans les mêmes équilibre constitue un **couple acide/base**. L'acide et la base d'un même couple est dit **conjugué** et noté AH/A^- .

AH : Acide

A^- : Base conjuguée de AH



Couple : AH/A^-

Réaction acido-basiques

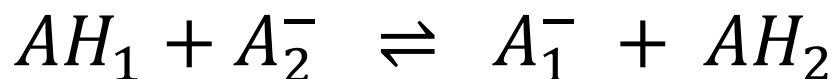
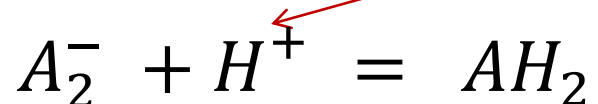
Réaction acido-basique

Soient deux couples acido-basiques



: Demi équation acido-basique

Échange de proton



Réaction totale ou limité (partielle)

Réaction acido-basiques

Ecriture de l'équation d'une réaction acido-basique

Une transformation acide-base fait toujours intervenir **deux couples acide/base** et elle est modélisée par une réaction entre **l'acide d'un couple et la base de l'autre couple**.

Tous les ions hydrogène H^+ libérés par l'acide d'un couple sont captés par la base de l'autre couple, il n'apparaît donc aucun ion hydrogène dans l'équation d'une réaction acide-base.

Pour établir l'équation de la réaction acide-base :

1. Identifier les réactifs de la réaction et les couples acide/base mis en jeu.
2. Ecrire les demi-équations de chaque couple de façon à placer les réactifs à gauche et les produits à droite.
3. Additionner membre à membre les demi-équations pour obtenir l'équation acide-base.

Réaction acido-basiques

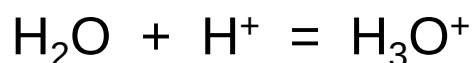
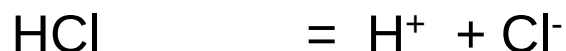
Ecriture de l'équation d'une réaction acido-basique

Exemple :

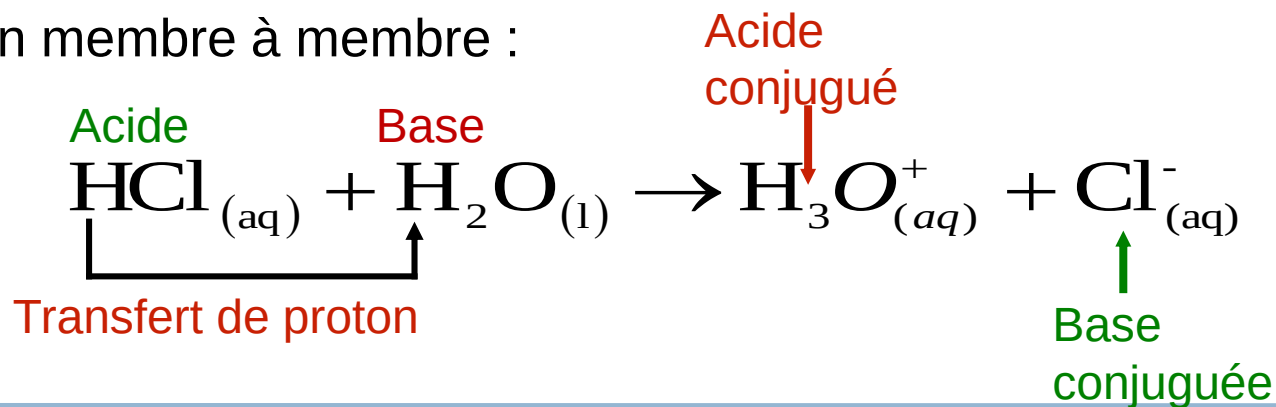
L'équation de réaction entre HCl et H₂O

1- Réactifs : HCl et H₂O ; les couples HCl/Cl⁻ et H₃O⁺/H₂O

2- les demi-équations :



3- addition membre à membre :



Réaction acido-basiques

Ecriture de l'équation d'une réaction acido-basique

Exercice 1 :

Ecrire l'équation de la réaction acide-base entre l'acide propanoïque et l'eau

Exercice 2 :

Écrire la réaction acido-basique attendue entre l'acide nitrique HNO_3 et l'ammoniac NH_3 qui est une base.

Espèces amphotères

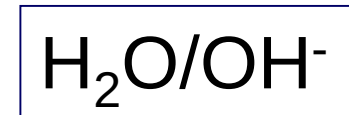
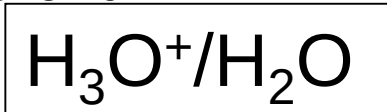
Définition

- Une réaction acide base implique donc deux paires d'acide et base conjuguée.
- Certaines substances (H_2O , HSO_4^- , ...) peuvent se comporter à la fois comme un acide ou une base. On dit alors qu'elles ont un **caractère amphotère**.

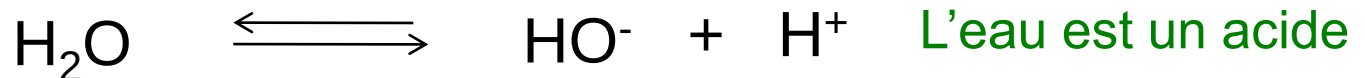
Espèces amphotères

Couple de l'eau

Ion oxonium



Ion hydroxyde



L'eau peut agir comme un acide ou comme une base.
C'est une espèce amphotère

pH d'une solution aqueuse

Définition du pH

- L'acidité d'une solution est liée à la concentration des ions H_3O^+ exprimée en $mol.L^{-1}$;
- Plus la concentration des ions H_3O^+ est grande, plus la solution est acide;
- Le pH est une grandeur sans unité;
- Le pH prend des valeur entre 0 et 14.

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C_o} \Leftrightarrow [H_3O^+] = C_o \cdot 10^{-pH}.$$

Avec $C_o = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ la concentration de référence.

La fonction logarithme

Propriétés

$$\log_a(a) = 1$$

$$\log_a(1) = 0$$

$$\log_a(x \cdot y) = \log_a(x) + \log_a(y)$$

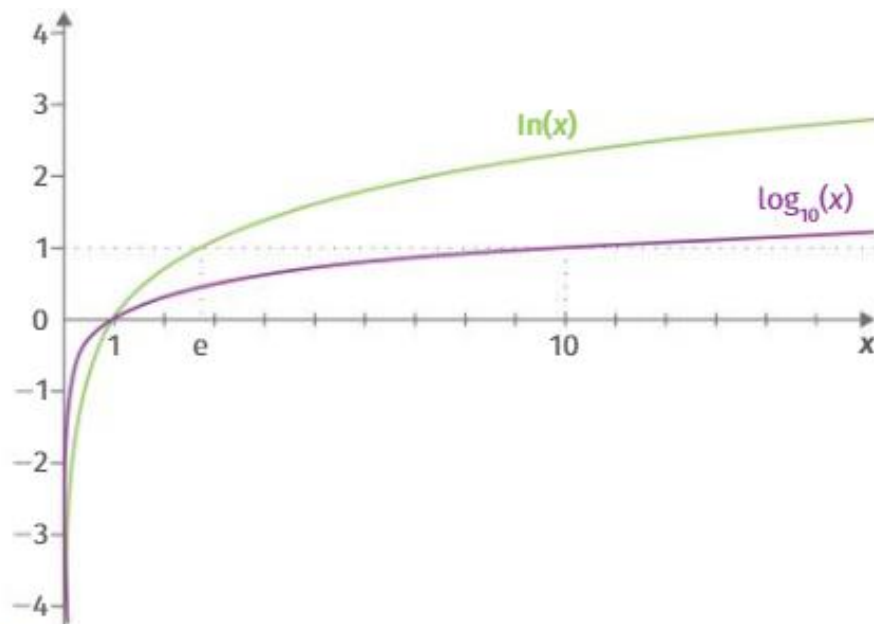
$$\log_a\left(\frac{x}{y}\right) = \log_a(x) - \log_a(y)$$

$$\log_a(x^r) = r \cdot \log_a(x)$$

$$a^{\log_a(x)} = x$$

$$\log_a(a^r) = r$$

$$\log(x) = \frac{\ln(x)}{\ln(10)}$$



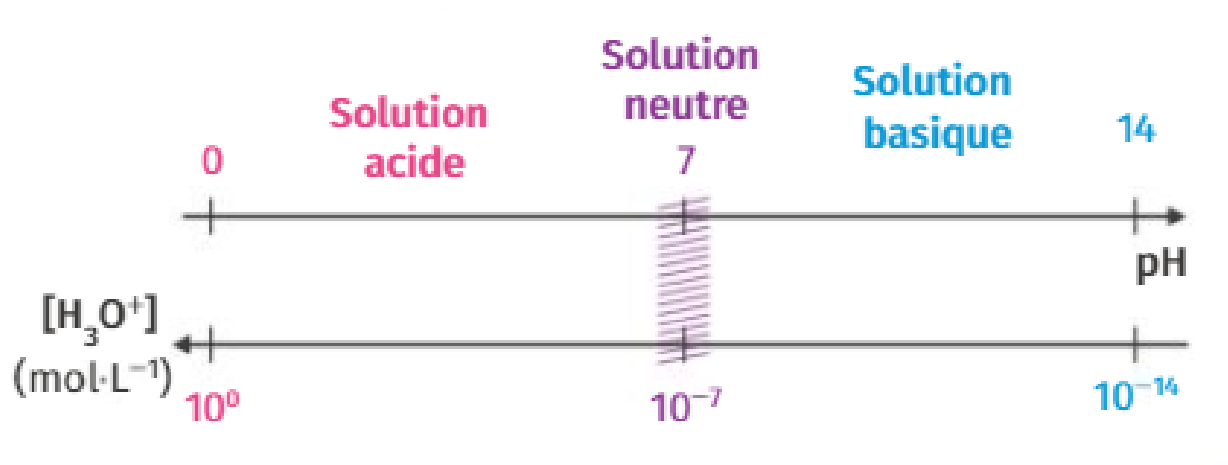
■ Courbes représentatives des fonctions logarithmes.

pH d'une solution aqueuse

Echelle de pH dans l'eau

Dans l'eau, la valeur du pH est comprise entre 0 et 14. Le pH central est donc 7, on l'appelle le pH neutre.

- Si $7 < \text{pH} < 14$, on dit que la solution est basique (il y a davantage d'ions HO^- que d'ions H_3O^+ en solution).
- Si $0 < \text{pH} < 7$, on dit que la solution est acide (il y a davantage d'ions H_3O^+ que d'ions HO^- en solution).



pH d'une solution aqueuse

Mesure du pH d'une solution

- Le papier pH permet d'évaluer le pH d'une solution aqueuse. L'incertitude sur la mesure est d'une unité.
- Pour réaliser une mesure plus précise du pH d'une solution, on utilise un pH-mètre.

Exemple : Le pH du jus de citron est de 2,1. Le pH d'une solution de déboucheur liquide diluée est de 12,0.



pH d'une solution aqueuse

Application

- a- Déterminer le pH d'une solution S_1 de concentration en ions H_3O^+ égale $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- b- Déterminer la concentration en ions H_3O^+ d'une solution S_2 dont le pH est égale à 10,8.

Réponse

a- $\text{pH} = 2,3$.

b- $[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

pH d'une solution aqueuse

30 Plongeon dans un lac acide

✓ REA : Appliquer une formule

Le lac Poás peut avoir un pH de 0,30 lorsque les pluies sont les moins abondantes.



1. Préciser comment varie le pH lorsqu'il pleut.
 - a. Il augmente.
 - b. Il diminue.
 - c. Il reste constant.
2. Au cours du temps, l'eau du lac s'évacue, emportant avec elle une partie des espèces acides. Pour un volume maintenu constant grâce aux pluies, préciser comment évoluerait le pH du lac Poás si l'activité volcanique cessait subitement.
 - a. Il augmenterait
 - b. Il diminuerait.
 - c. Il resterait constant.

3. Si après une période de pluie le volume du lac augmente de 20 %, le pH final sera de :
 - a. $\text{pH} = 0,32$.
 - b. $\text{pH} = 0,36$.
 - c. $\text{pH} = 0,38$.
4. Si une personne décidait de se baigner dans le lac, préciser à quel risque elle s'exposerait.
 - a. Son corps flotterait mieux.
 - b. Sa peau serait rongée.
 - c. Sa peau gèlerait.

pH d'une solution aqueuse

Exercice

Énoncé

Bernard Courtois a découvert l'halogène iode en 1811 en travaillant dans une salpêtrière. Il a travaillé sur les applications de l'iode à la photographie et a mis en évidence l'acide iodhydrique HI(g) en 1813.

1. Donner le schéma de Lewis de l'acide iodhydrique.
2. Justifier son caractère acide.
3. Identifier sa base conjuguée.

On prépare 1 L de solution par barbotage de 20 mL de HI(g) dans l'eau. L'acide en solution réagit totalement avec l'eau.

4. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide iodhydrique et l'eau.
5. Déterminer le pH de la solution obtenue.

L'iode est de la famille des halogènes

DONNÉES

- Électronégativités selon Pauling : $\chi(\text{H}) = 2,20$, $\chi(\text{C}) = 2,55$, $\chi(\text{O}) = 3,44$ et $\chi(\text{I}) = 2,66$
- Volume molaire des gaz : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$