

Réactions acide-base



*Un comprimé d'aspirine effervescent est mis dans un verre d'eau.
Que se passe-t-il?*

1) Théorie de Brönsted des acides et des bases

1-1) Définition d'un acide

Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons (ions hydrogène H^+)

On pourra alors écrire une demi-équation acido-basique de la forme :

Acide = autre espèce chimique + H^+

application

Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme acides

$H_3O^+_{(aq)}$; H_2O ; $CH_3-COOH_{(aq)}$; $NH_4^+_{(aq)}$

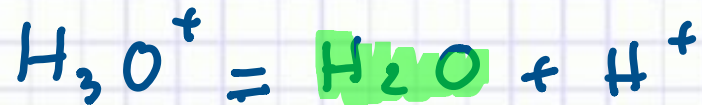
application

Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme acides

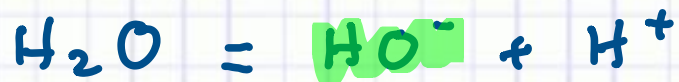


Acide = autre espèce chimique + H^+

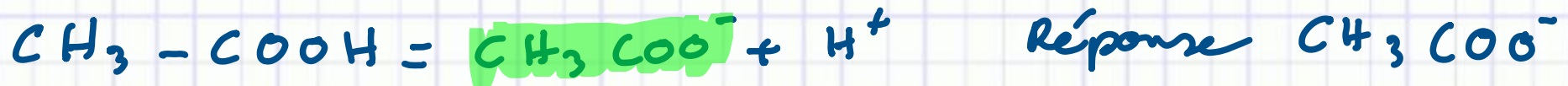
Il suffit donc de remplacer acide par l'espèce donnée et rechercher l'autre espèce chimique en respectant les règles de conservation :
éléments chimiques et charges



Réponse H_2O



Réponse HO^-

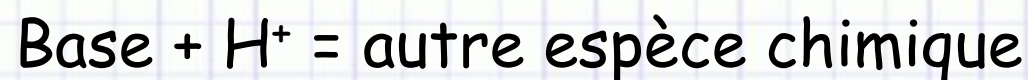


Réponse NH_3

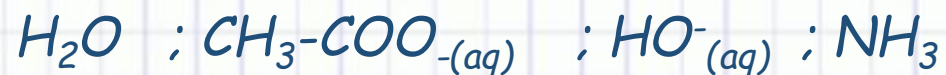
1-2) Définition d'une base

Un base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons (ions hydrogène H^+)

On pourra alors écrire une demi-équation acido-basique de la forme :

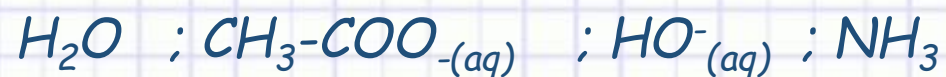


Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme des bases

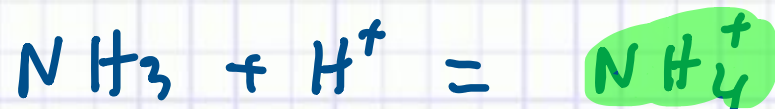
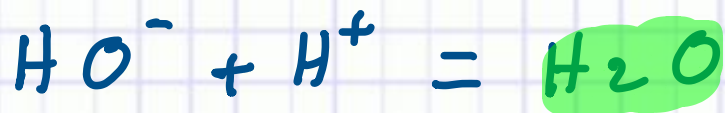
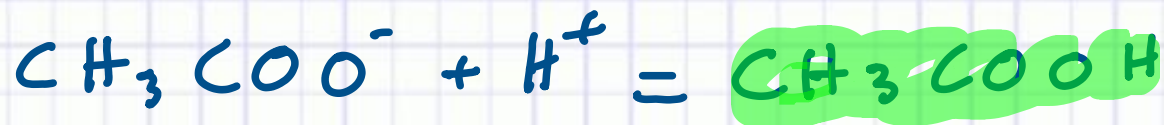
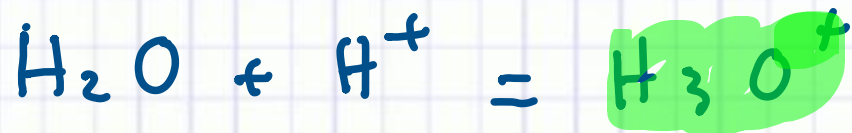


application

Donner l'autre espèce chimique en considérant les espèces ci-dessous comme des bases



Base + H^+ = autre espèce chimique

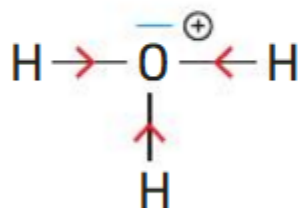


1-3) Structure des acides et des bases

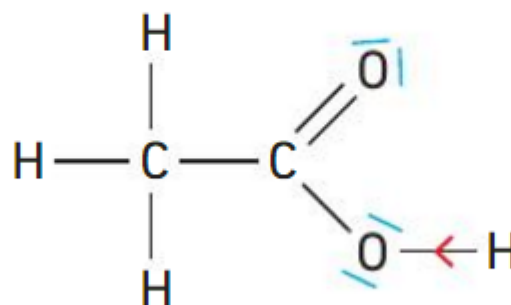
Exemples

Schémas de Lewis d'acides :

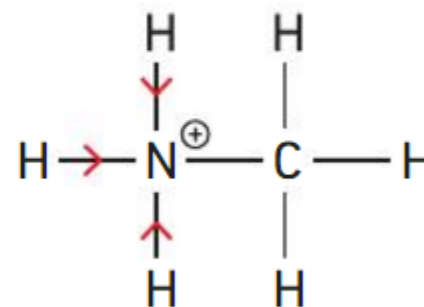
- Ion oxonium



- Acide éthanoïque



- Ion méthylammonium



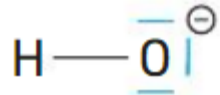
→ Liaisons polarisées susceptibles d'être rompues

Une liaison polarisée entre un atome d'hydrogène et un autre atome plus électronégatif est susceptible de se rompre ce qui permet de libérer un ion hydrogène.

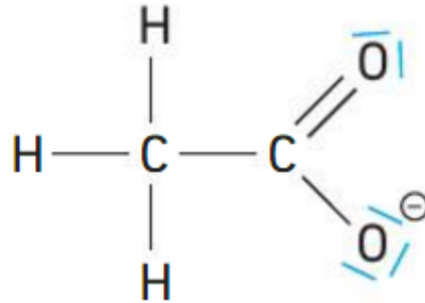
Exemples

Schémas de Lewis de bases :

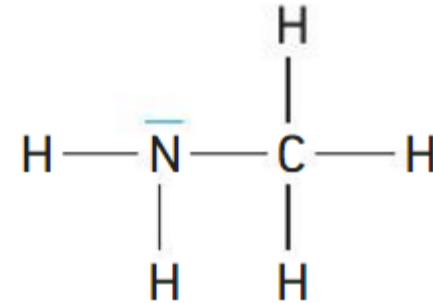
- Ion hydroxyde



- Ion éthanoate



- Méthylamine



— Doublets non liants

On remarque qu'une base au sens de Brönsted comporte un atome ayant un ou plusieurs doublets non liants susceptibles de capter un ion hydrogène.

2) Réactions acide-base

2-1) Couple acide-base

D'après ce qui précède, on peut dire que lorsqu'un **acide AH** libère un ion hydrogène H^+ , il se forme une espèce **A^-** capable de capter un tel ion, c'est-à-dire une **base**

On dit que A^- est la base conjuguée de l'acide HA et que HA est l'acide conjugué de la base A^-

Un couple acide/base est constitué par un acide et une base conjugués :



La demi-équation associée est donc :



2-2 Espèces amphotères.

Espèce amphotère : espèce chimique qui peut se comporter comme un acide ou comme une base.

Montrer que l'eau est une espèce amphotère.

On a déjà rencontré les deux demi-équations :

$H_2O + H^+ = H_3O^+$ l'eau joue le rôle de base

$H_2O = H^+ + HO^-$ l'eau joue le rôle d'acide

L'eau est une espèce amphotère.

2-3 Transformation acide-base

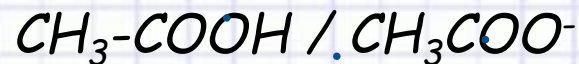
Une réaction acide-base est une réaction qui se fait par transfert d'ion hydrogène entre l'acide d'un couple et la base d'un autre.

La réaction n'est pas forcément totale.

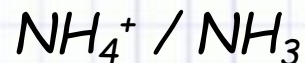
Exemple :

On met dans un bécher une solution d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{-COOH}$ appartenant au couple 1 :

Réactif



et une solution d'ammoniac NH_3 appartenant au couple 2 :

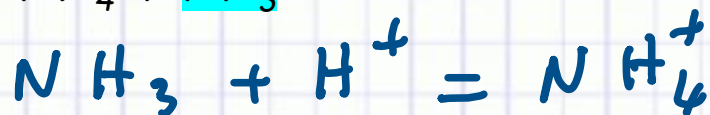
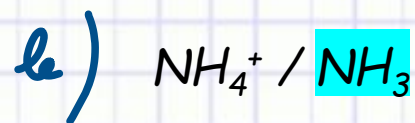
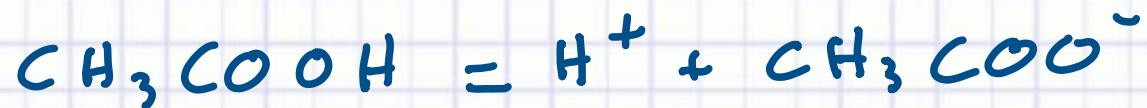
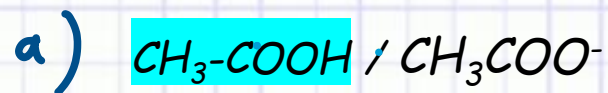


Réactif

a- Ecrire la demi-équation acido-basique associée au couple 1.

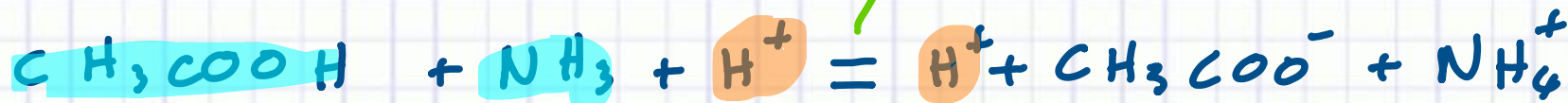
b- Ecrire la demi-équation acido-basique associée au couple 2 mais en mettant du côté des réactif la base NH_3

c- Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique



la réaction n'est pas forcément totale.

c)



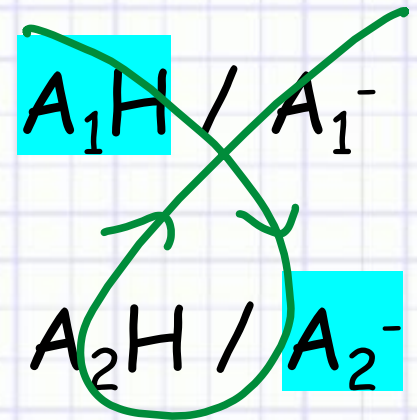
H^+ n'est pas un réactif car il ya la même quantité de chaque côté
On écrit donc



Généralisation :

On fait réagir l'acide A_1H du couple A_1H / A_1^- et la base du couple A_2H / A_2^-

Ecrire la réaction acide-base correspondante



Règle du
gamma

3 pH des solution aqueuses

potentiel Hydrogène

3-1 Définition

En solution aqueuse le pH est donné par la formule :

$$\text{pH} = -\log \left(\frac{[H_3O^+]}{C^0} \right)$$

mal/L (pointing to the numerator)
mal/L (pointing to the denominator)

Le pH est sans unité

Les concentrations en H_3O^+ et en HO^- doivent être faibles :

Inférieures à 0,1 mol/L

C^0 est une concentration de référence qui vaut 1 mol.L⁻¹

$$\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0} \right) = 10^{-\text{pH}} \quad \text{d'où} \quad [H_3O^+] = C^0 \cdot 10^{-\text{pH}}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

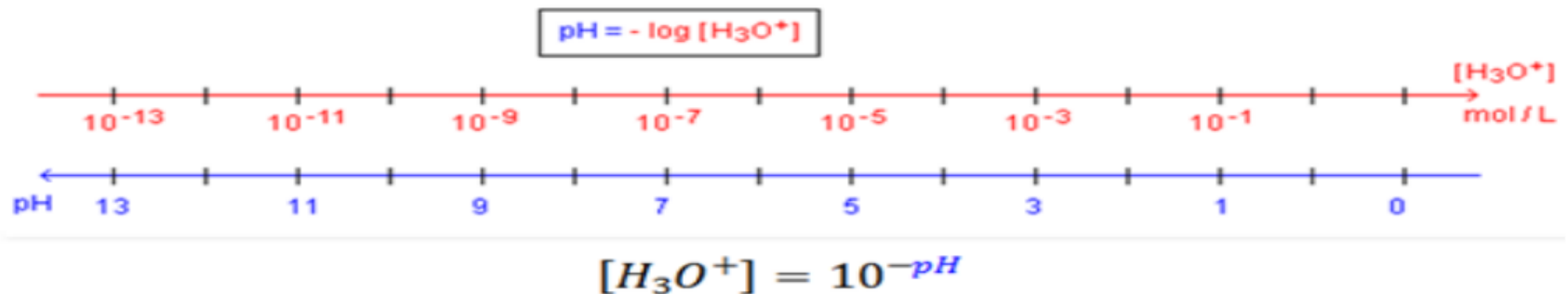
Plus le pH est faible et plus la concentration en ions oxonium est grande.

Le pH est donc un indicateur d'acidité lié à la présence des ions oxonium H_3O^+ en solution.

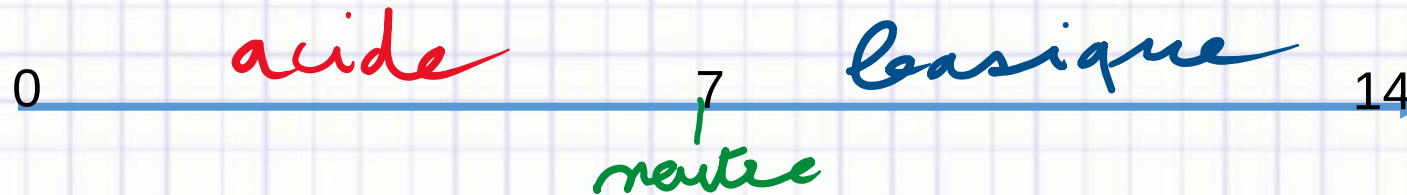
Complétez les tableaux ci-dessous sans calculatrice si possible.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$1,0 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-11}$	10^{-10}
pH	4	11	10,00

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$2,5 \times 10^{-6}$	$3,5 \times 10^{-3}$	$6,5 \times 10^{-8}$
pH	5,60	2,5	7,2



3-2 Solution acide , basique ou neutre ?



Préciser dans chaque cas si la boisson est acide ,basique ou neutre.

Boisson	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	pH
Jus d'orange	$3,2 \times 10^{-4}$	3,5
Lait		6,50
Café	$1,0 \times 10^{-5}$	5
Thé vert		5,54

acide
(presque
neutre
acide
acide



3-3 Mesure du pH



pH-mètre



électrode de verre (sonde de pH)

Pour mesurer le pH d'une solution on utilise un pHmètre, étalonné au préalable.

Exemple : Le pH mesuré d'une solution est égal à 3,8 . L'incertitude absolue sur la mesure du pH est égale à 0,05 (unité pH) Calculer l'incertitude absolue puis relative sur la concentration en ions oxonium.

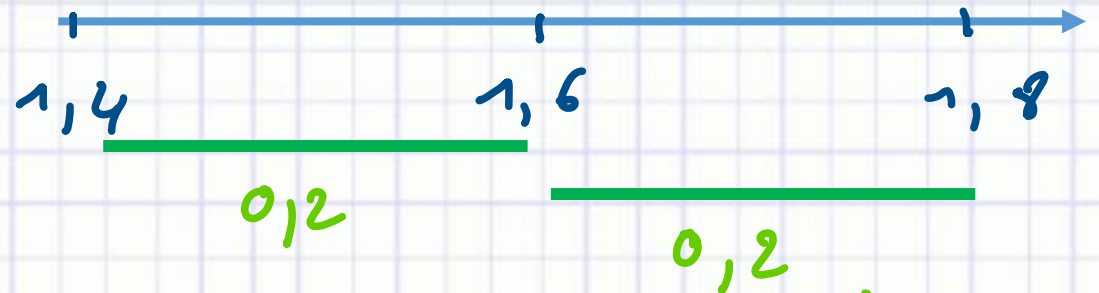
Le pH est donné avec un chiffre après la virgule seulement

justifiés

Exemple : Le pH mesuré d'une solution est égal à 3,8 . L'incertitude absolue sur la mesure du pH est égale à 0,05 (unité pH) Calculer l'incertitude absolue puis relative sur la concentration en ions oxonium.

$$\begin{array}{l}
 \text{pH} = 3,8 \\
 \text{donc} \\
 \text{Sait}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 U(\text{pH}) = 0,05 \\
 \text{pH} = 3,8 \pm 0,05 \\
 3,8 - 0,05 < \text{pH} < 3,8 + 0,05 \\
 3,75 < \text{pH} < 3,85
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 \text{On sait que} \\
 c = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \\
 \text{d'où} \\
 [\text{H}_3\text{O}^+] \times 10^4
 \end{array}
 \right.$$

pH	$c = [\text{H}_3\text{O}^+]$
3,75	$1,8 \times 10^{-4}$
3,8	$1,6 \times 10^{-4}$
3,85	$1,4 \times 10^{-4}$



$$\begin{array}{l}
 U(c) = 0,2 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\
 U(c) \text{ est l'incertitude} \\
 \text{absolue}
 \end{array}$$

$$[H_3O^+] = C = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\Delta(C) = 2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$C = 1,6 \times 10^{-4} \pm 2 \times 10^{-5}$$

calculons l'incertitude relative :

$$\frac{\Delta(C)}{C} = \frac{2 \times 10^{-5}}{1,6 \times 10^{-4}} = 0,125 = 12,5 \%$$

Pour une variation de 0,05 sur le pH
On a une variation très faible sur
la concentration : $2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$