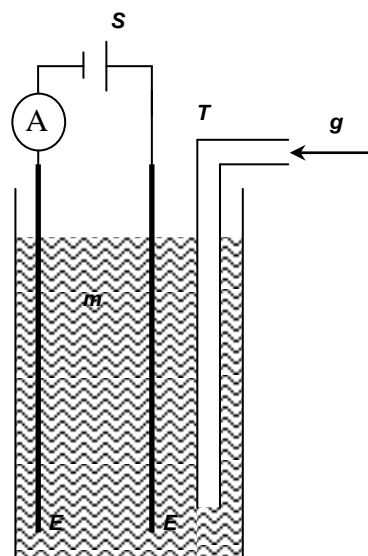


# Les acides et les bases

## Chapitre 1 : Introduction

Le montage expérimental ci-contre a pour but de tester la conductivité électrique d'un milieu réactionnel liquide : un circuit électrique, constitué d'une source de courant  $S$ , d'un ampèremètre sensible  $A$ , et de deux électrodes  $E$  permet de tester la conductivité du milieu  $m$  dans lequel on fait barboter et dissoudre un gaz  $g$  par le tube  $T$ .



Milieu $m$	Observation	Interprétation
Toluène $C_6H_5CH_3$		
Toluène + $HCl$ (dissous)		
Eau		
Eau + $HCl$ (dissous)		

Si des ions apparaissent à la suite de la dissolution de  $\text{HCl}$  dans l'eau, c'est qu'une réaction a lieu, lors de laquelle la molécule  $\text{HCl}$  s'est scindée. Examinons-la attentivement : la liaison entre H et Cl est de type « covalente polaire ». Il y a trois possibilités de la scinder :

Pourquoi ce phénomène s'est-il passé dans l'eau mais pas dans le toluène ?

$\text{H}^+$  n'a pas la structure d'un gaz rare. De plus, étant donné que  $\text{H}^+$  n'est rien d'autre qu'un ....., cette particule possède une charge relativement grande dans un volume excessivement petit.  $\text{H}^+$  est donc instable, et ne peut exister durablement de manière isolée.  $\text{H}^+$  doit être capturé par une autre espèce :

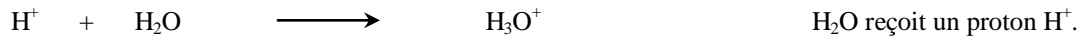
Le toluène n'a pas pu accepter le proton  $\text{H}^+$  car .....

Pour qu'une réaction acido-basique ait lieu, deux conditions doivent être remplies. Il faut :

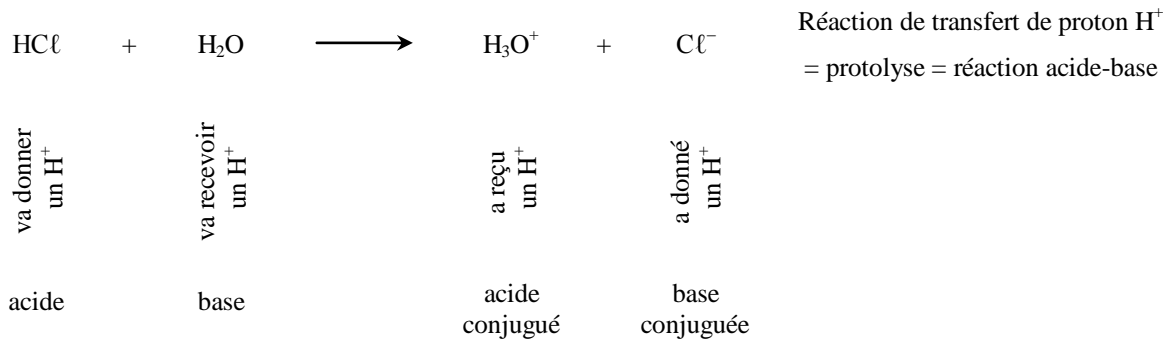
1) une substance capable de donner un proton  $H^+$  :



2) une substance capable de recevoir ce même proton  $H^+$  :



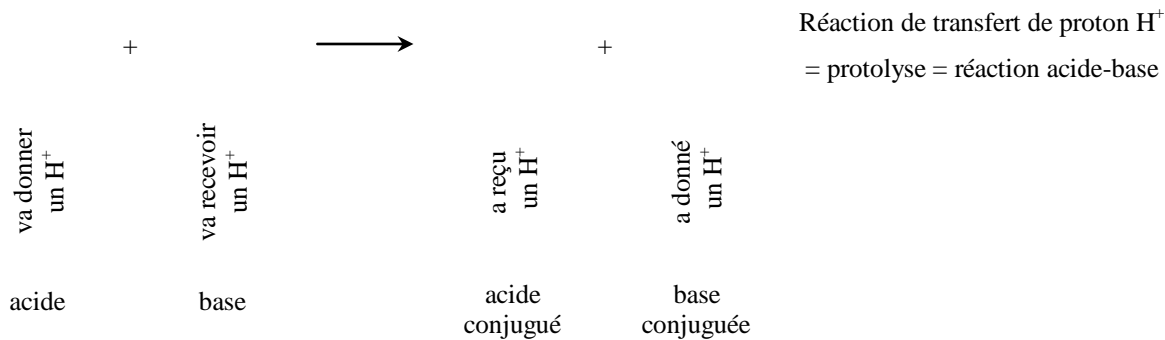
Les deux équations qui précèdent sont purement formelles : elles découpent artificiellement un phénomène observé en deux demi-réactions. Puisque  $H^+$  ne peut de toute façon pas exister en solution aqueuse, le phénomène sera plus correctement décrit par une seule équation :



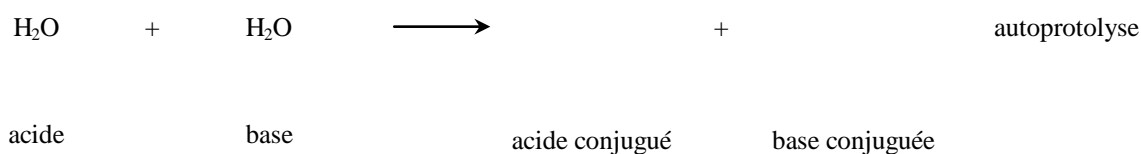
Dans l'exemple ci-dessus, l'eau joue le rôle de base et celui de solvant. Au contact d'autres substances, l'eau peut jouer au contraire le rôle d'acide :



Cette équation s'écrit globalement :



Ainsi donc, l'eau peut à la fois jouer le rôle d'acide et de base. L'eau est donc capable d'*autoprotolyse* :



D'autres espèces chimiques, comme l'ammoniac NH<sub>3</sub> ou l'acide acétique CH<sub>3</sub>COOH, sont également capables d'autoprotolyse. On les appelle des « ampholytes ».

**Résumé**

- Dans une réaction de protolyse, l'*acide* est l'espèce chimique .....
- Dans une réaction de protolyse, la *base* est l'espèce chimique .....
- Dans une réaction de protolyse, l'*acide conjugué* est l'espèce chimique .....
- Dans une réaction de protolyse, la *base conjuguée* est l'espèce chimique .....

Pour qu'une espèce chimique soit capable de recevoir un proton H<sup>+</sup>, il faut :

Pour qu'une espèce chimique soit capable de donner un proton H<sup>+</sup>, il faut :

## Chapitre 2 : Le produit ionique de l'eau

L'eau pure est constituée de molécules. Théoriquement, l'eau ne devrait donc pas conduire le courant électrique. Et pourtant comme on l'a vu dans le chapitre 1 (Introduction), même l'eau ultra-pure est (très) légèrement conductrice ! Que doit-on en déduire ?

L'eau a un caractère ampholyte ; elle est capable d'autoprotolyse. Deux molécules peuvent réagir selon l'équation :

Dans l'eau pure, la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  est donc ..... à celle de  $\text{OH}^-$ .

Bien que cette réaction d'autoprotolyse ait lieu sans discontinuer, les concentrations des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  ne se modifient pas, comme l'indique la constance de la conductivité électrique. Cela signifie que la réaction inverse (réaction dite de *neutralisation*)

doit elle aussi se produire de manière permanente. On se trouve donc dans le cas d'un équilibre dynamique, symbolisé par les flèches .....

Dans l'eau pure, la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions  $\text{OH}^-$  est donc ..... Elle a été mesurée :

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \dots\dots\dots \text{ mol/L} \quad \text{et} \quad c(\text{OH}^-) = \dots\dots\dots \text{ mol/L}.$$

Par conséquent :

Point remarquable : cette relation est **toujours valable**, même si l'eau n'est pas pure, même si l'on y a rajouté un acide ou une base.

La constante  $K_e$  est appelée *produit ionique de l'eau*. Sa valeur (.....) n'est valable qu'à 22°C. Pour des températures supérieures,  $K_e$  est plus élevée (les molécules ont plus d'énergie, elles réagissent plus facilement). Inversement, pour des températures inférieures,  $K_e$  est plus faible. Pour simplifier, on admettra qu'on travaille toujours à la température de 22°C.

## Chapitre 3 : L'échelle du pH

Les solutions **neutres** sont des solutions où  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots\dots c(\text{OH}^-)$ .

Donc :  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ .

$c(\text{OH}^-) = \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ .

Les solutions **acides** sont des solutions où  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots\dots c(\text{OH}^-)$ .

Donc :  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ , par exemple  $\dots\dots\dots$

$c(\text{OH}^-) \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ , par exemple  $\dots\dots\dots$

D'où proviennent ces nombreux ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  ?

Ils résultent par exemple de l'introduction de  $\text{HCl}$  (acide  $\dots\dots\dots$ ) dans l'eau :

Les solutions **basiques** sont des solutions où  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots\dots c(\text{OH}^-)$ .

Donc :  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ , par exemple  $\dots\dots\dots$

$c(\text{OH}^-) \dots\dots\dots \text{ mol/L}$ , par exemple  $\dots\dots\dots$

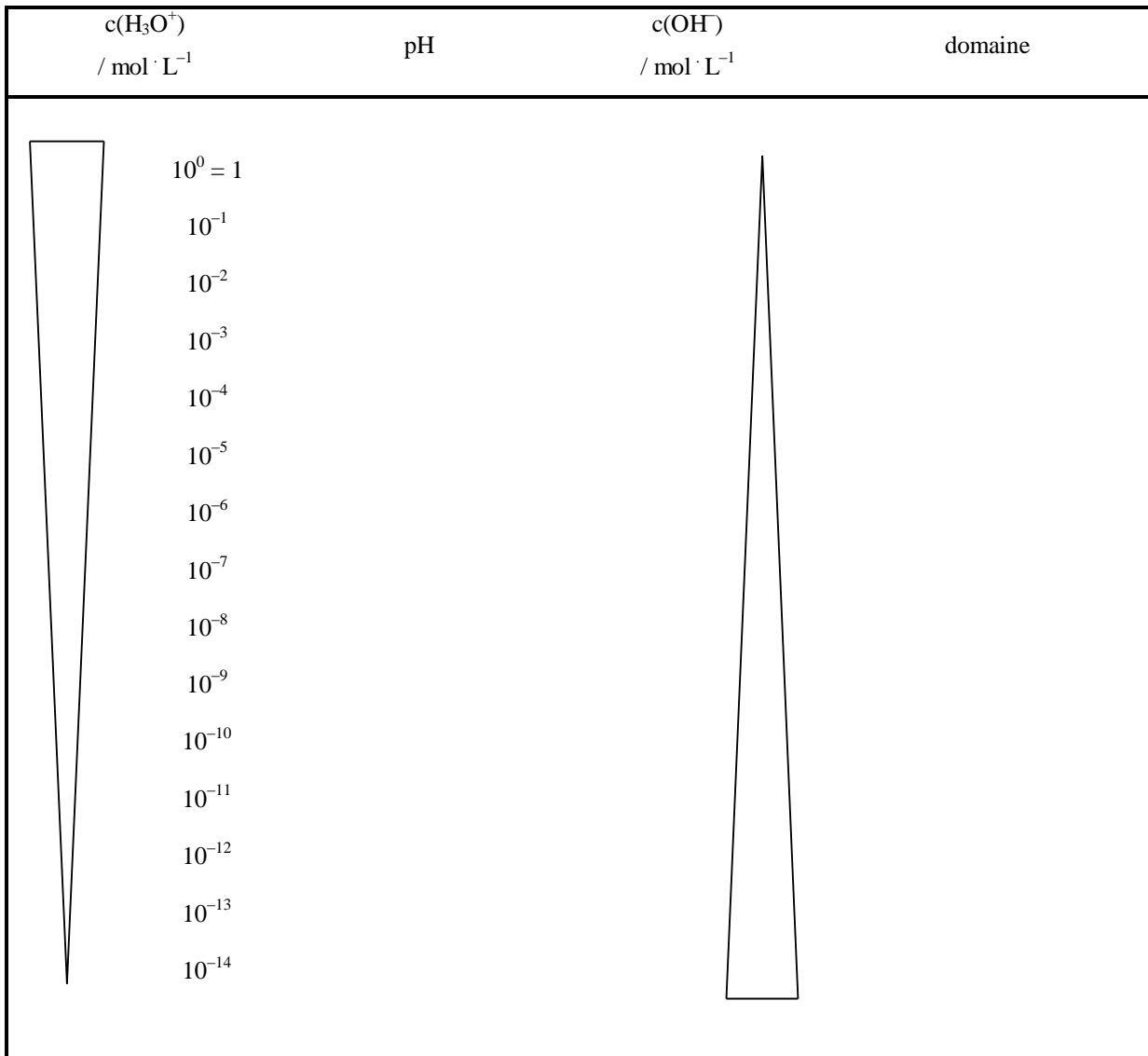
D'où proviennent ces nombreux ions  $\text{OH}^-$  ?

Ils résultent par exemple de l'introduction de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ( $\dots\dots\dots$ ) dans l'eau :

ou de la dissolution de  $\text{Na}^+ \text{OH}^-$  ( $\dots\dots\dots$ ) dans l'eau :

Pour caractériser précisément l'acidité ou la basicité des solutions testées, il faut utiliser des valeurs numériques. Or, les concentrations en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ou en ions  $\text{OH}^-$ ) sont extrêmement variables : elles varient typiquement entre  $\dots\dots\dots$ . De telles variations rendent le traitement graphique des valeurs de  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  quasiment impossible. Il faut introduire une grandeur logarithmique, le pH.

Par définition :



Chaque fois que le pH change ..... , la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  varie .....  
 ..... Le pH est une grandeur sans .....  
 Pratiquement, le pH varie entre 0 (solution fortement ..... ) et 14 (solution fortement ..... ). Le pH est donné avec une précision maximale de ..... décimales. Les solutions neutres ont un  $\text{pH} = \dots\dots\dots$

**pH approximatif de quelques substances** : suc gastrique (estomac) :  $\text{pH} \approx 1.8$



- Citron :  $\text{pH} \approx 2.3$
- Coca-Cola :  $\text{pH} \approx 2.4$
- Vinaigre :  $\text{pH} \approx 2.8$
- Vin :  $\text{pH} \approx 3.5$
- Orange :  $\text{pH} \approx 3.5$
- Bière :  $\text{pH} \approx 4.8$
- Eau de pluie :  $\text{pH} \approx 6.2$
- Salive :  $\text{pH} \approx 7.2$
- Sang :  $\text{pH} \approx 7.4$
- Eau de mer :  $\text{pH} \approx 8.5$

## Chapitre 4 : Nomenclature

### Nomenclature des ions complexes (constitués de plusieurs atomes)

Il n'y a pas plus simple: il suffit de consulter les tables ! A connaître toutefois par cœur :

Ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ), hydronium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )  
hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ), nitrite ( $\text{NO}_2^-$ ), nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ), sulfite ( $\text{SO}_3^{2-}$ ), sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ),  
phosphate ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), acétate ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ).



Si un anion porte plusieurs charges négatives, il peut recevoir un (ou plusieurs) proton(s) et rester malgré tout négatif. Son nom ne change pas, il est simplement précédé du préfixe *hydrogéno-*. Le nombre de protons reçus est indiqué par le préfixe (mono-), di-, tri-, etc.

Exemple :

Analyse du Laboratoire cantonal vaudois - valeurs moyennes	
<b>Cations</b>	<b>mg/l</b>
Calcium	110
Magnésium	18
Sodium	6
Potassium	1,2
<b>Anions</b>	<b>mg/l</b>
Hydrogénocarbonates	394
Nitrates	18
Sulfates	13
Chlorures	10
<b>Minéralisation totale:</b>	<b>583 mg/l</b>

### Nomenclature des acides

Si un anion reçoit le nombre de protons correspondant exactement à sa charge, il devient une molécule (et surtout pas un sel !) neutre. Cette molécule est appelée *acide*. Ce nom est suivi du nom de l'anion dont il est issu, lequel voit toutefois sa terminaison substituée. Ainsi :

1) Les anions avec le suffixe *-ure* donnent des acides avec le suffixe en ..... Exemple :

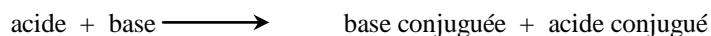
Les anions avec le suffixe *-ite* donnent des acides avec le suffixe en ..... Exemple :

Les anions avec le suffixe *-ate* donnent des acides avec le suffixe en ..... Exemple :

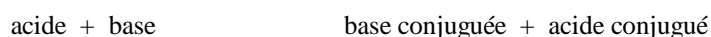
## Chapitre 5 : Force des acides et des bases

Tous les acides n'ont pas la même force : certains acides donnent plus facilement leur proton que d'autres. Toutes les bases n'ont pas la même force : certaines bases acceptent plus facilement un proton que d'autres.

Ainsi la réaction d'un acide avec une base peut être complète (= tout réagit) :



ou incomplète (= seule une partie des réactifs réagit, typiquement le 1%). Les espèces sont alors en équilibre :



Dans le cadre de ce cours, nous ne chercherons pas à expliquer pourquoi tel ou tel réactif est fort ou faible. Nous nous contenterons d'interpréter correctement l'échelle de classement.

### Echelle des acides et des bases

Dans cette échelle, les acides sont placés à gauche, les bases sont placées à droite.

Les acides forts sont placés en haut (à gauche). Les bases fortes sont placées en bas (à droite).

forme acide	forme basique	pK <sub>a</sub>

### Application aux solutions aqueuses

La réaction entre l'eau et l'acide est *complète* pour les acides dont le pK<sub>a</sub> ..... Il s'agit des acides « forts » suivants : .....

Exemple :

Corollaire : dans l'eau, les bases conjuguées .....  
..... sont « *négligeables* ». Elles sont incapables d'arracher un proton à l'eau.

Exemple :

La réaction entre l'eau et l'acide est *partielle* pour les acides dont le  $pK_a$  ..... . Il s'agit des acides « *faibles* » suivants : .....

Exemple :

Corollaire : dans l'eau, les bases conjuguées ..... sont « *faibles* ». Elles sont partiellement capables d'arracher un proton à l'eau.

Exemple :

La réaction entre l'eau et l'acide est *impossible* pour les acides dont le  $pK_a$  ..... . Il s'agit des acides « *négligeables* » suivants : .....

Exemple :

Corollaire : dans l'eau, les bases conjuguées ..... sont « *fortes* ». Elles sont totalement capables d'arracher un proton à l'eau.

Exemple :