

# Fiche de révisions sur les acides et les bases

## A – Définitions :

**acide** : espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton (s).

**base** : espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) proton (s).

**Attention !** solution acide  $\neq$  acide

Dans une solution acide :  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

**acide fort** : c'est un acide qui réagit entièrement avec l'eau

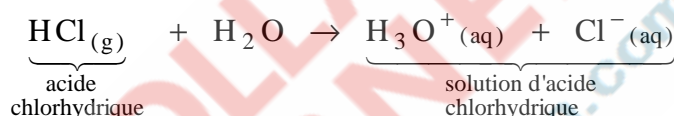
**base forte** : c'est une base qui réagit totalement avec l'eau

### Exemples de réactions de dissolution de bases et d'acides forts :

- L'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) est un acide fort :



- L'acide chlorhydrique est un acide fort :



**Attention !** solution acide  $\neq$  acide

- L'hydroxyde de sodium (ou soude) est une base forte :



- L'hydroxyde de potassium (ou potasse) est une base forte :

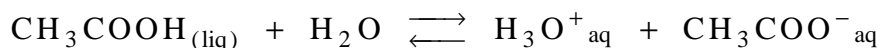


### Exemples de réactions de dissolution de bases et d'acides faibles :

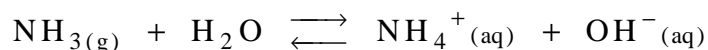
**acide faible** : c'est un acide dont la réaction sur l'eau n'est pas totale.

**base faible** : c'est une base dont la réaction sur l'eau n'est pas totale.

- L'acide éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) est un acide faible :

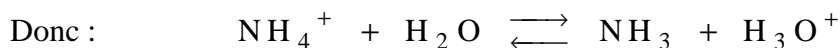


- L'ammoniac est une base faible :



### Remarques importantes :

- Puisque  $\text{NH}_3$  est une base faible, l'ion  $\text{NH}_4^+$  est un acide faible !



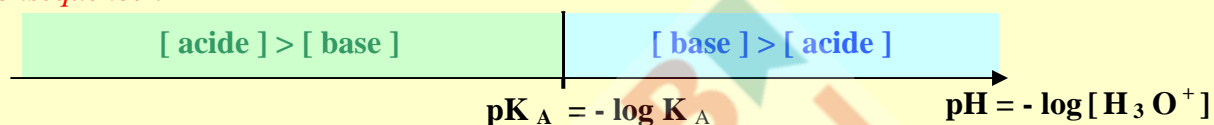
- Puisque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  est un acide faible, l'ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  est une base faible.
- Puisque  $\text{HCl}$  est un acide fort,  $\text{Cl}^-$  est une espèce indifférente.
- Puisque  $\text{NaOH}$  est une base forte,  $\text{Na}^+$  est une espèce indifférente.

**Définition du pH** d'une solution aqueuse :  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

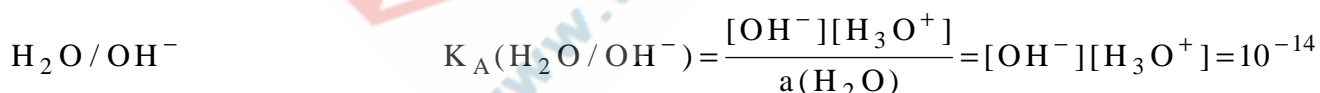
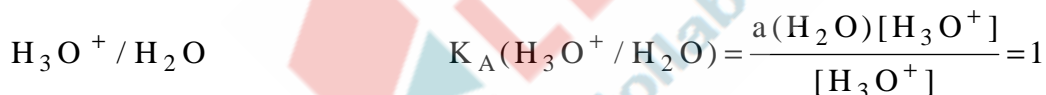
Pour les couples acide / base, on définit une constante d'acidité  $K_A$ .

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{base}]}{[\text{acide}]} \quad \text{ou} \quad \text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

*Conséquence :*



*Exemples de couples acide / base à connaître :*



## B – pH des solutions aqueuses :

**1°) Solution d'acide fort (AH) de concentration molaire  $C_a$**

$$\text{pH} = -\log C_a$$

*Raisonnement-type :* (bien comprendre ce raisonnement sert à faire certains exercices)

### ▪ Bilans :

- $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  (autoprotolyse de l'eau comme dans toute solution aqueuse)

### ▪ Espèces en solution :

En plus de l'eau, il y a les espèces surlignées ci-dessus.

▪ **Relations :**

- Équation d'électroneutralité :  $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$  (1)
- Équation de conservation de l'acide :  $[A^-] = C_a$  (2)
- Équilibre d'autoprotolyse de l'eau :  $[OH^-][H_3O^+] = K_e = 10^{-14}$  (3)
- Définition du pH :  $pH = -\log[H_3O^+]$  (4)

▪ **Conclusion :**

- La solution est très acide donc :  $[H_3O^+] \gg [OH^-]$
- On en déduit :  $[A^-] \cong [H_3O^+]$  (1') et  $[H_3O^+] \cong C_a$

Donc :  $pH = -\log C_a$

**2°) Solution de base forte (A<sup>-</sup>) de concentration molaire C<sub>b</sub>**

$$pH = 14 + \log C_b$$

Le raisonnement est analogue au précédent et conduit à :  $[OH^-] \cong C_b$

**Conséquences :**

**3°) Solution d'acide faible de concentration molaire C<sub>1</sub>**

$$pH \neq -\log C_1$$

**4°) Solution de base faible de concentration molaire C<sub>2</sub>**

$$pH \neq 14 + \log C_2$$

**C – Comparons la force des acides et des bases :**

Puisque TOUS les acides forts se dissolvent entièrement dans l'eau, ils sont TOUS aussi forts les uns que les autres dans l'eau. Dans l'eau, l'acide le plus fort est donc l'ion hydronium  $H_3O^+$ .

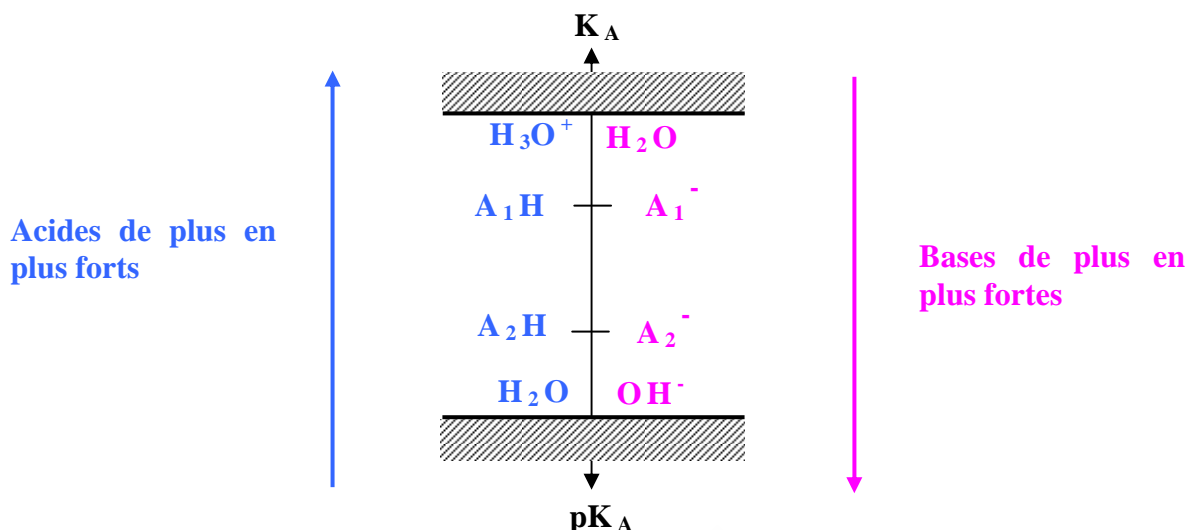
TOUTES les bases fortes sont aussi fortes les unes que les autres, dans l'eau. L'ion hydroxyde  $OH^-$  est donc la base la plus forte, dans l'eau.

Les couples acide faible / base faible ont tous des constantes d'acidité comprises entre 1 et  $10^{-14}$ .

*Comment interpréter « diagramme » ci-après (page 4) ?*

Les acides  $A_1H$  et  $A_2H$  sont faibles. Les bases  $A_1^-$  et  $A_2^-$  sont faibles.

L'acide  $A_1H$  est plus fort que l'acide  $A_2H$  ; la base  $A_2^-$  est plus forte que la base  $A_1^-$ .



## D - Réactions acido-basiques :

### 1°) Réaction entre une solution d'acide fort et une solution de base forte :

#### ■ Réaction :

La réaction prépondérante se produit entre l'acide le plus fort  $\text{H}_3\text{O}^+$  et la base la plus forte  $\text{OH}^-$ .



- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante  $K_R$  de la réaction :

$$K_R = \frac{a^2(\text{H}_2\text{O})}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} \cong 10^{14} \gg 1$$

- Équivalence :

Lors d'un dosage, l'équivalence est atteinte quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.

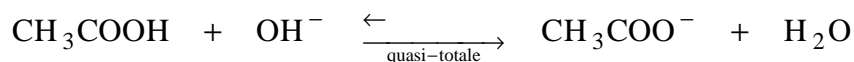
Ici, les réactifs sont les ions hydroxyde et hydronium.

On a donc :  $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$  soit :  $C_{\text{acide}} V_{\text{acide}} = C_{\text{base}} V_{\text{base}}$

### 2°) Réaction entre une solution d'acide faible et une solution de base forte :

On prend l'exemple d'une réaction entre une solution d'acide éthanoïque et une solution de soude.

- Réaction :



- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante  $K_R$  de la réaction :

$$K_R = \frac{a(\text{H}_2\text{O}) [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]} = \frac{K_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-)}{K_e} \gg 1$$

- Équivalence :

Lors d'un dosage, l'équivalence est atteinte quand les réactifs ont réagi dans les proportions stoechiométriques.

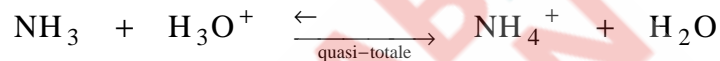
Ici, les réactifs sont les ions hydroxyde et l'acide éthanóique.

On a donc :  $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{OH}^-}$  soit :  $C_{\text{acide}} V_{\text{acide}} = C_{\text{base}} V_{\text{base}}$

### 3°) Réaction entre une solution de base faible et une solution d'acide fort :

On prend l'exemple d'une réaction entre une solution d'ammoniac et une solution d'acide chlorhydrique.

- Réaction :



- Pour vérifier que la réaction est quasi-totale, il faut calculer la constante  $K_R$  de la réaction :

$$K_R = \frac{[\text{NH}_4^+] a(\text{H}_2\text{O})}{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1}{K_A(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3)} \gg 1$$

- Équivalence :

Ici, les réactifs sont les ions hydronium et l'ammoniac.

On a donc, à l'équivalence :  $n_{\text{NH}_3} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}$  soit :  $C_{\text{acide}} V_{\text{acide}} = C_{\text{base}} V_{\text{base}}$

### 4°) Détermination graphique de l'équivalence sur une courbe $\text{pH} = f(V)$ :

