

**1 REACTION D'UN ACIDE ET D'UNE BASE DANS L'EAU**

**Transformation TOTALE**

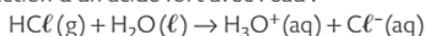
Définition :

Une transformation est dite **TOTALE**, lorsque le **réactif limitant est entièrement consommé**.

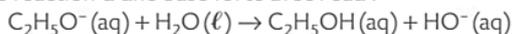
Elle est symbolisée par une simple flèche :  $\rightarrow$ .

**Acide fort et Base forte : Acide ou base qui réagissent totalement avec l'eau**

Équation de réaction d'un acide fort avec l'eau :



Équation de réaction d'une base forte avec l'eau :



**Les acides forts et les bases fortes n'existent pas en solution aqueuse !**

L'avancement final est tel que .....

**Transformation LIMITEE ou NON TOTALE**

Définition :

Une transformation est dite **LIMITEE**, lorsque le **réactif limitant n'est pas entièrement consommé**.

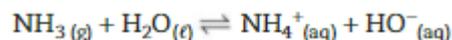
Elle est symbolisée par une double flèche :

**Acide faible et Base faible : Acide ou base qui réagissent partiellement avec l'eau**

Equation de réaction d'un acide faible avec l'eau

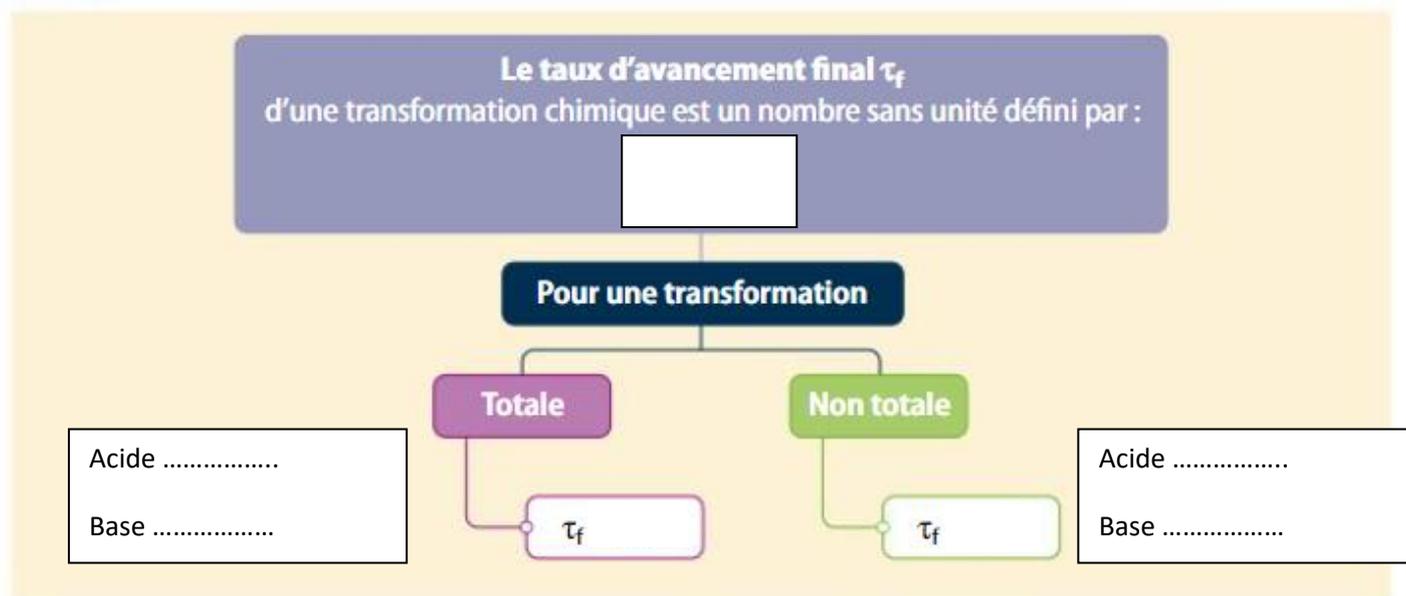


Equation de réaction d'une base faible avec l'eau



A l'état final, **les quantités de matière n'évoluent plus, toutes les espèces coexistent** : le système est dans un état d'**équilibre**

L'avancement final est tel que .....



Remarque :

Lors d'une transformation non totale, au niveau microscopique, on observe un **équilibre dynamique** : les proportions de réactifs et de produits ne changent plus mais microscopiquement, des molécules réagissent simultanément dans les 2 sens !

- La réaction dans le **sens direct** conduit à la disparition des réactifs pour former les produits. On note  $v_1 = -\frac{d[A]}{dt}$  la vitesse volumique de disparition de A dans cette réaction.

- La réaction dans le **sens indirect** conduit à la disparition des produits pour former les réactifs. On note  $v_{-1} = \frac{d[A]}{dt}$  la vitesse volumique d'apparition de A dans cette réaction.

Si ces vitesses sont égales, alors  $\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[A]}{dt}$  donc  $\frac{d[A]}{dt} = 0$  donc [A] est constante et la réaction est terminée : il apparaît chaque seconde autant de A qu'il en disparaît, on a atteint l'état d'équilibre (doc. 2).

Le système est à l'**état d'équilibre dynamique** si la vitesse de disparition de chaque espèce chimique est égale à sa vitesse d'apparition.



**Doc. 2** Analogie de l'équilibre dynamique : le niveau d'eau reste constant car la quantité d'eau qui arrive est compensée par la quantité d'eau qui est évacuée.

## 2 CONSTANCE D'ACIDITE D'UN COUPLE ACIDE BASE

### ➤ Quotient de réaction

Pour caractériser un système chimique à un instant donné, on utilise une grandeur sans unité appelée quotient de réaction (on y reviendra davantage dans le chapitre suivant)

Pour une transformation modélisée par la réaction d'équation :



le **quotient de réaction**  $Q_r$  a pour expression :

$$Q_r = \frac{a_D^d \times a_E^e}{a_B^b \times a_C^c} \quad \text{Unités :}$$

$Q_r$  est adimensionné, donc sans unité  
 $a_D, a_E, a_B$  et  $a_C$  sans unités

Pour une espèce X :

- $a_X = \frac{[X]}{c^\circ}$  si l'espèce X est dissoute ( $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  exactement);
- $a_X = 1$  si l'espèce X est un solide pur; Ou un gaz non dissout
- $a_X = 1$  si l'espèce X est le solvant.

#### REMARQUES

- $a_X$  s'appelle l'**activité** de l'espèce chimique X.
- $c^\circ$  est la concentration standard (→ Chap. 1). [X] et  $c^\circ$  doivent être exprimées dans la même unité.
- Si l'un des réactifs dissous est totalement consommé, alors  $Q_r$  tend vers l'infini.

#### Exemple :

Exprimer le quotient de réaction associée à la réaction suivante :



### ➤ Constante d'équilibre

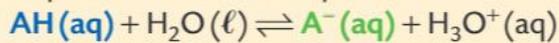
À l'état d'équilibre, le **quotient de réaction**  $Q_{r,\text{éq}}$  associé à une équation de réaction est indépendant de la composition initiale du système. Cette grandeur ne dépend que de la température ; elle est appelée **constante d'équilibre** et elle est notée K :

$$K = Q_{r,\text{éq}}$$



➤ **Constante d'acidité  $K_A$  et  $pK_A$**

La constante d'acidité  $K_A$  d'un couple acide-base  $AH(aq) / A^-(aq)$  est la constante d'équilibre associée à l'équation :

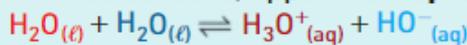


$$K_A = \frac{\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{c^0} \times \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}}{\frac{[AH]_{\text{éq}}}{c^0}} \quad \text{où } c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On définit aussi :  $pK_A = -\log K_A$  soit  $K_A = 10^{-pK_A}$

➤ **Produit ionique de l'eau  $K_e$**

L'eau est une espèce amphotère (doc. 1) et peut donc être le seul réactif d'une réaction acide-base, appelée **autoprotolyse de l'eau** :



Le **produit ionique de l'eau**, noté  $K_e$ , est la constante d'équilibre associée à l'autoprotolyse de l'eau.

Le produit ionique de l'eau s'écrit :

$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} [HO^-]_{\text{éq}}}{(c^0)^2} \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On définit également  $pK_e = -\log(K_e)$ .

On peut alors calculer le produit ionique à partir du  $pK_e$  :

$$K_e = 10^{-pK_e}$$

Remarque : Dire qu'une solution est neutre à  $pH = 7$ , acide en dessous de 7 et basique au-dessus de 7 est-ce toujours vraie ?

Une solution est acide lorsque  $[H_3O^+] \dots [HO^-]$

### 3 COMPARER LA FORCE DES ACIDES ET DES BASES

➤ **Cas d'un acide fort**

Dans une solution d'acide fort, l'acide réagit totalement avec l'eau et la quantité de matière de AH restant peut être considérée comme nulle.

État	Avancement	AH	+	$H_2O(l)$	→	$A^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	$x$			excès				
final	$x_f$			excès				

À l'état final :  $n(H_3O^+)_f =$

**Remarque**

La notation « p » correspond à « -log » (parfois nommé « cologarithme »).

**Expression simplifiée**



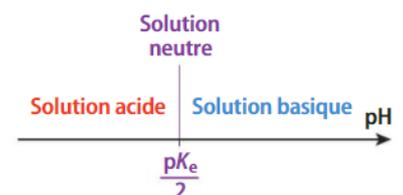
[Capsule 2](#)

**Expression simplifiée**



$T$ (en °C)	$K_e$	$pK_e = -\log(K_e)$
0	$1,1 \times 10^{-15}$	15,0
20	$6,8 \times 10^{-15}$	14,2
25	$1,0 \times 10^{-14}$	14,0
60	$9,6 \times 10^{-14}$	13,0

**Doc. 2** Valeurs du produit ionique de l'eau  $K_e$  et de  $pK_e$  à différentes températures  $T$ . On travaillera la plupart du temps à 25 °C.



**Doc. 4** Le caractère acide, neutre ou basique d'une solution dépend de son pH et de la température de la solution.

**A RETENIR :**

Pour un **acide fort** de concentration en soluté apporté  $c_0$  (en mol.L<sup>-1</sup>), on a **pH = ..... et  $[H_3O^+] = ..... et \tau_f = .....$**

Si ce n'est pas le cas, c'est un acide faible

➤ **Cas d'une base forte**

Tout comme l'acide fort, une base forte réagit totalement avec l'eau : l'état final, la quasi-totalité de la base forte A<sup>-</sup>, initialement présente, a réagi.

État	Avancement	A <sup>-</sup> (aq)	+	H <sub>2</sub> O (l)	→	AH (aq)	+	HO <sup>-</sup> (aq)
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	$x$	$c_0 \cdot V - x$		excès		$x$		$x$
final	$x_f$	0		excès		$c_0 \cdot V$		$c_0 \cdot V$

À l'état final :  $n(HO^-)_f =$

**A RETENIR :**

Pour une **base forte** de concentration en soluté apporté  $c_0$  (en mol.L<sup>-1</sup>), on a **pH = ..... et  $[HO^-] = ..... et \tau_f = .....$**

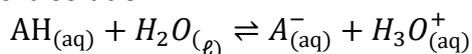
Si ce n'est pas le cas, c'est une base faible

➤ **Echelle de force des acides et bases faibles**

Plus un **acide est fort plus son pK<sub>A</sub> est petit**, de même plus une **base est forte plus son pK<sub>A</sub> est grand**

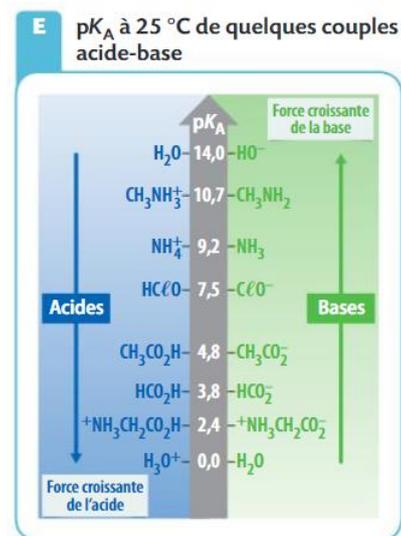
**4 ESPECE PREDOMINANTE D'UN COUPLE**

Soit un couple acide faible/base faible présent dans une solution aqueuse dont on connaît le pH. Les deux espèces chimiques (AH et A<sup>-</sup>) sont présentes simultanément dans la solution :



Les concentrations de ces espèces vérifient les relations suivantes :

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH]} \text{ avec } [H_3O^+] = 10^{-pH}$$



Trois situations possibles :

La forme acide domine	Aucune forme n'est dominante	La forme basique domine
$[AH]_{\text{éq}} > [A^-]_{\text{éq}}$	$[AH]_{\text{éq}} = [A^-]_{\text{éq}}$	$[AH]_{\text{éq}} < [A^-]_{\text{éq}}$
$\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} < 1$	$\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} = 1$	$\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} > 1$
$\log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) < 0$	$\log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) = 0$	$\log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) > 0$
$\text{pH} - \text{p}K_A = \log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) < 0$	$\text{pH} - \text{p}K_A = \log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) = 0$	$\text{pH} - \text{p}K_A = \log\left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}\right) > 0$
$\text{pH} < \text{p}K_A$	$\text{pH} = \text{p}K_A$	$\text{pH} > \text{p}K_A$

Diagramme de distribution

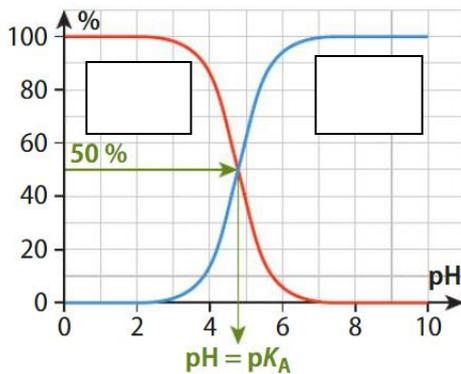
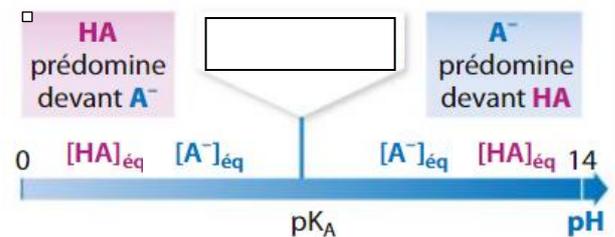


Diagramme de prédominance



➤ **Quelques applications**

✚ Les solutions tampon

[Capsule 4](#)



Dans le corps humain, le pH du sang est maintenu de manière précise entre 7,35 et 7,45. Cette régulation est assurée par la présence de plusieurs couples acido-basiques, dissous dans le plasma sanguin et qui exercent un effet dit « tampon ».



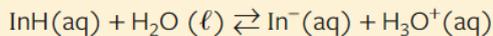
**Définition**

On appelle **solution tampon**, une solution dont le pH varie peu malgré l'ajout d'une quantité modérée d'acide, de base ou lors d'une dilution modérée. C'est un mélange équimolaire d'acide et sa base conjuguée

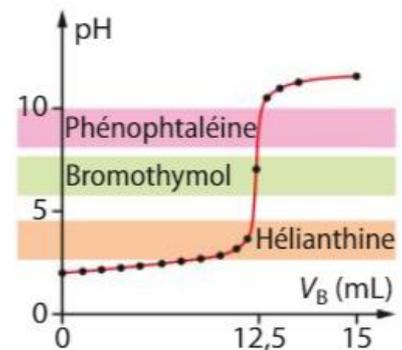
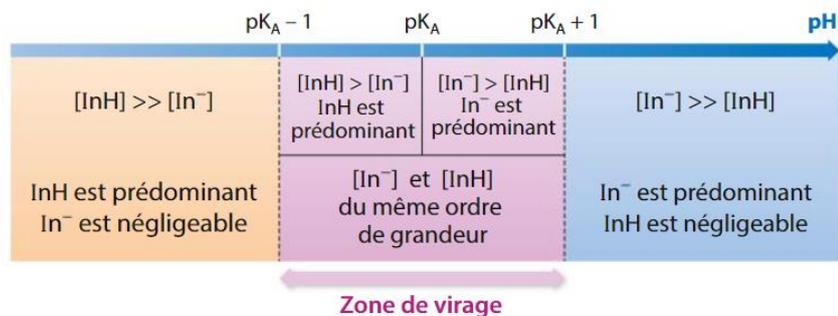
## Les indicateurs colorés

Un **indicateur coloré acido-basique** est un couple acide/base dont **les formes acide et basique**, notée  $\text{InH}$  et  $\text{In}^-$  **présentent des teintes différentes** en solution aqueuse (**doc. 11**).

Un indicateur coloré peut être caractérisé par son  $\text{pK}_A$  associé à l'équation de la réaction correspondant à l'équilibre entre les deux formes conjuguées  $\text{InH}$  et  $\text{In}^-$  dans l'eau :



### Zone sensible d'un indicateur coloré

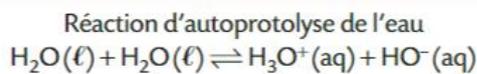


Utilisation des indicateurs colorés lors des titrages pH-métriques

## L'ESSENTIEL

### 1 La réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau

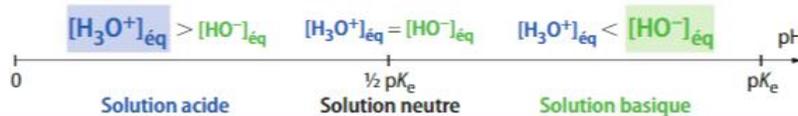
#### Produit ionique de l'eau $K_e$



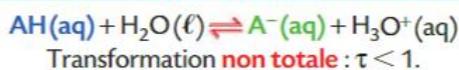
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$$

$$\text{pK}_e = -\log K_e$$

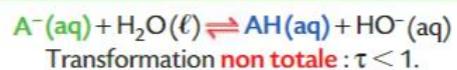
À 25 °C,  $K_e = 10^{-14,0}$ .  
 À 25 °C,  $\text{pK}_e = 14,0$ .



#### Acide faible

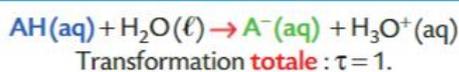


#### Base faible

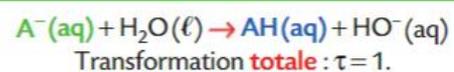


Couple  
 $\text{AH} / \text{A}^-$

#### Acide fort



#### Base forte

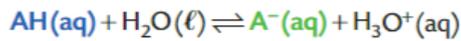


$$\text{pH} = -\log c$$

$$\text{pH} = \text{pK}_e + \log c$$

## 2 La constante d'acidité d'un couple acide-base

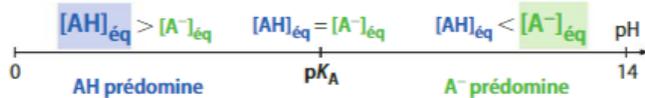
### Constante d'acidité $K_A$



$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}} \quad \text{et} \quad \text{p}K_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

### Diagrammes de distribution et de prédominance

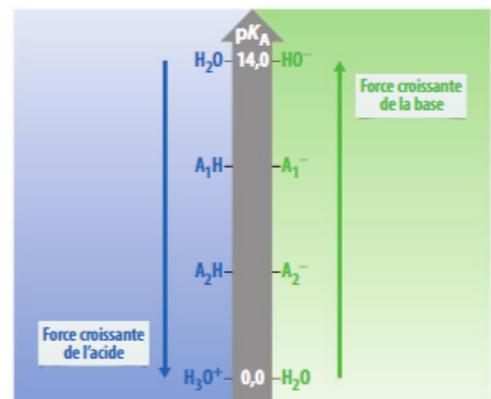
- **Diagramme de distribution** : il représente les pourcentages des espèces acide et basique d'un même couple dans une solution en fonction du pH de la solution.
- **Diagramme de prédominance** :



### Solution tampon

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités d'acide ou de base.

### Force d'un acide et d'une base



### Indicateur coloré acido-basique

- Un indicateur coloré est un couple acide-base dont les espèces conjuguées n'ont pas la même teinte.
- Un indicateur coloré est adapté à un titrage si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence pH<sub>E</sub>.