

I. LE PH (POTENTIEL HYDROGÈNE)

1. Définition

- Le pH d'une solution aqueuse diluée est : $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$
- Réciproquement : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Compléter le tableau suivant :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$		
pH			5,3	11,5

2. Produit ionique de l'eau

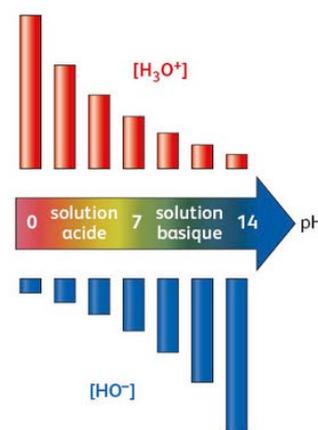
3. Solution acide, basique ou neutre

Exemple : Déterminer les concentrations ion oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- d'une solution de $\text{pH}=3,0$

Solution neutre : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$, $\text{pH} = 7,0$.

Solution acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$, $\text{pH} < 7,0$.

Solution basique : $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$, $\text{pH} > 7,0$.



II. LE COUPLE ACIDE/BASE

1. Définition d'un acide et d'une base

Selon la théorie du chimiste danois J. BRÖNSTED (1879-1947) :

Un **acide** est une espèce chimique capable de

Exemple : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$
Acide éthanoïque

Une **base** est une espèce chimique capable de

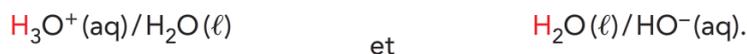
Exemple : $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$

2. Définition d'un couple acide base

Un couple acide/base, HA/A^- , est défini par la demi-équation acido-basique :

3. Les couples de l'eau

L'eau appartient à deux couples acido-basiques :



Exemple : compléter le tableau suivant en déterminant l'acide ou la base conjuguée manquants et en écrivant la demi-équation acido-basique (ou protonique)

Couple Acide/ Base
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} /$
$/ \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$
$\text{NH}_4^+ /$
$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} /$
$/ \text{HCO}_2^-$

4. Réaction acido-basique

Une réaction au cours de laquelle la base d'un couple capte un proton H^+ cédé par l'acide d'un autre couple est appelée **réaction acido-basique**

Ecrire les équations chimiques des réactions acido-basiques entre :

✓ l'acide CH_3CO_2H (acide éthanoïque) et la base HO^- (ion hydroxyde) :

✓ la base NH_3 (ammoniac) et l'acide H_3O^+ (ion oxonium) :

III. ÉQUILIBRE CHIMIQUE D'UNE RÉACTION

- ✓ Soit une réaction est _____ , soit elle conduit à un _____ .
- ✓ Une réaction est dite **totale** si son avancement final x_f est égal à son avancement maximal x_{max} .
L'équation de la réaction s'écrit avec une simple flèche \rightarrow
Exemple : $CH_3CO_2H(aq) + HO^-(aq) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_2O(\ell)$;
- ✓ Lorsque $x_f < x_{max}$, les réactifs et les produits sont simultanément présents dans l'état final. La réaction est appelée **équilibre chimique** ou **réaction équilibrée**
L'équation de la réaction s'écrit avec une double flèche \rightleftharpoons
Exemple : $CH_3CO_2H(aq) + HCO_2^-(aq) \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + HCO_2H(aq)$.

IV. ACIDE FORT OU FAIBLE, BASE FORTE OU FAIBLE

- 1. Acide fort ou faible :** lorsque qu'on introduit un acide HA dans l'eau, il réagit avec la base H_2O
 - ✓ **L'acide est dit fort** si cette réaction est _____
Son équation s'écrit alors : _____

Le pH d'une solution d'acide fort de concentration initiale c est donné par : _____
 - ✓ **L'acide est dit faible** si cette réaction est un _____
Son équation s'écrit alors : _____
Le pH d'une solution d'acide faible de concentration initiale c vérifie : _____
- 2. Base forte ou faible :** lorsque qu'on introduit une base A^- dans l'eau, elle réagit avec l'acide H_2O
 - ✓ **La base est dite forte** si cette réaction est _____
Son équation s'écrit alors : _____

Le pH d'une solution de base forte de concentration initiale c est donné par : _____
 - ✓ **La base est dite faible** si cette réaction est un _____
Son équation s'écrit alors : _____
Le pH d'une solution de base faible de concentration initiale c vérifie : _____