

Chapitre 2:

Les réactions acido-basiques

I. Généralités

- Une réaction acido-basique met toujours en jeu

.....

Elle se fait toujours entre

.....

- les symboles :

..... : réaction totale dans le sens (le réactif limitant est entièrement consommé)

..... : réaction totale dans le sens

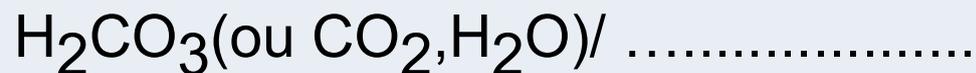
..... : réaction limitée, menant à un équilibre chimique dans lequel les réactifs et les produits coexistent.

exemple1

acide lactique / ion lactate :



acide carbonique / ion
hydrogénocarbonate



acide éthanoïque / ion éthanoate

eau / ion

ion...../ eau

II. Mise en solution dans l'eau

1. Particularité de l'eau :

L'eau étant :

- une base (couple), elle peut réagir avec les espèces,
- un acide (couple), elle peut réagir avec les espèces

2. Acide faible et acide fort:

Lorsqu'on introduit un acide dans l'eau, il réagit avec l'eau.

- **Si l'acide est fort**, la réaction avec l'eau est, et

la concentration en ions oxonium formés $[H_3O^+]$ est égale à la

concentration en acide fort apporté (C) :

d'où :

exemple2

L'acide nitrique HNO_3 est un acide fort : sa réaction de dissolution dans l'eau est :



a. Comment cette équation traduit-elle le fait que la réaction est totale ?

b. La concentration en soluté apporté est notée C. Dresser le tableau d'avancement, pour un volume V de solution.

		$\text{HNO}_{3(l)}$	$+ \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NO}_3^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
Etat initial	$x = 0$		
En cours	x		
Etat final	$x_{\text{Max}} =$		

c. En déduire l'expression de la concentration effective en ions oxonium.

d. En déduire l'expression du pH de la solution.

● **Si l'acide est faible**, la réaction avec l'eau est

et conduit à un :



Dans ce cas,

.....

et on peut utiliser les notions de K_a , pK_a et le domaine de prédominance.

Les acides forts réagissent **totalemment** avec l'eau : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$

Exemples d'acides forts :

acide chlorhydrique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ (Cl^- est spectateur)

acide nitrique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ (NO_3^- est spectateur)

Important : un acide fort sera toujours noté H_3O^+ ;

il fait partie du couple : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

3. Base faible et base forte:

Lorsqu'on introduit une base dans l'eau, elle réagit avec l'eau.

- **Si la base est forte**, la réaction avec l'eau est,
et la concentration en ions hydroxyde formés $[\text{HO}^-]$ est égale à la
concentration en base forte apportée (C) :

d'où :

exemple3

l'ion éthanolate $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{O}^-$ (aq) est une base forte :

sa réaction de dissolution dans l'eau est :



b. La concentration en soluté apporté est notée C. Dresser le tableau d'avancement, pour un volume V de solution.

	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{O}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$
Etat initial	$x = 0$
En cours	x
Etat final	$x_{\text{Max}} =$

c. En déduire l'expression de la concentration effective en ions hydroxyde, puis en ions oxonium.

d. En déduire l'expression du pH de la solution.

Remarque :

- *l'acide chlorhydrique est le nom donné à la solution obtenue par dissolution dans l'eau de chlorure d'hydrogène (HCl) : elle ne contient que des ions H_3O^+ et des ions Cl^- ;*

- *la soude est le nom d'usage donné à la solution obtenue par dissolution dans l'eau d'hydroxyde de sodium (NaOH) : elle ne contient que des ions Na^+ et des ions HO^- .*

● Si la base est faible, la réaction avec l'eau est

et conduit à un



Dans ce cas,

.....

et on peut utiliser les notions de Ka, pKa et le domaine de prédominance.

Les bases fortes réagissent **totalemment** avec l'eau : $[\text{HO}^-] = C$

Exemples de bases fortes :

Hydroxyde de sodium (ou soude) : $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ (Na^+ est spectateur)

Hydroxyde de potassium : $\text{K}^+ + \text{HO}^-$ (K^+ est spectateur)

Important : une base forte sera toujours noté HO^- ;

elle fait partie du couple : $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

exemple4

a. Une solution d'acide méthanoïque de concentration en soluté apporté

$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ possède un pH égal à 2,9.

L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible?

b. Une solution de méthylamine de concentration en soluté apporté $C =$

$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ possède un pH égal à 11,3.

La méthylamine est-elle une base forte ou faible ?

4. Echelle des pK_A dans l'eau:

Plus le pKa est faible, plus l'acide est et sa base
conjuguée est

Inversement, plus le pKa est élevé, plus la base est et
son acide conjugué est

exemple5

		↑ pKa		
			Bases fortes	
H ₂ O		14	HO ⁻	
			CH ₃ -NH ₂	
			NH ₃	
CH ₃ -CHOH-COOH				
H ₃ O ⁺		0	H ₂ O	
Acides forts				

- a. Quel est l'acide le plus fort ?
- b. Quelle est la base la plus forte ?
- c. Comparer la force de l'acide éthanoïque et celle de l'acide lactique.
- d. Parmi ces deux réactions, laquelle est la plus avancée ?
 - eau et acide lactique
 - eau et acide éthanoïque

III. Réactions acido-basiques

1. réaction entre un acide fort et une base forte :

Les couples en jeu sont:

- Acide fort:
- Base forte:

La réaction entre un acide fort et une base forte

s'écrit toujours:

.....

Elle est totale, rapide et exothermique

2. réaction entre un acide faible et une base forte :

Les couples en jeu sont:

- Acide faible:
- Base forte:

La réaction est totale et s'écrit:

.....

3. réaction entre une base faible et un acide fort :

Les couples en jeu sont:

- Acide fort:
- Base faible:

La réaction est totale et s'écrit:

.....

IV. Contrôle du pH et solution tampon

Définition

Obtention: Une solution tampon est composée d'un mélange en proportions voisines d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH est alors environ égal au pKa.

Utilisation:

- étalonnage des pH-mètres.
- ajout à certains médicaments ou à des produits cosmétologiques pour contrôler le pH.
- régulation du pH de nombreux milieux biologiques (sang par exemple) pour y réaliser certaines réactions.

Chapitre 2:

Les réactions acido-basiques

I. Généralités

- Une réaction acido-basique met toujours en jeu

.....

Elle se fait toujours entre

.....

- les symboles :

..... : réaction totale dans le sens (le réactif limitant est entièrement consommé)

..... : réaction totale dans le sens

..... : réaction limitée, menant à un équilibre chimique dans lequel les réactifs et les produits coexistent.

exemple1

acide lactique / ion lactate :	$\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$ /
acide carbonique / ion hydrogénocarbonate	H_2CO_3 (ou $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$)/
acide éthanoïque / ion éthanoate	
eau / ion	
ion...../ eau	

II. Mise en solution dans l'eau

1. Particularité de l'eau :

L'eau étant :

- une base (couple), elle peut réagir avec les espèces,
- un acide (couple), elle peut réagir avec les espèces

2. Acide faible et acide fort:

Lorsqu'on introduit un acide dans l'eau, il réagit avec l'eau.

- **Si l'acide est fort**, la réaction avec l'eau est, et

la concentration en ions oxonium formés $[H_3O^+]$ est égale à la

concentration en acide fort apporté (C) :

d'où :

exemple2

L'acide nitrique HNO_3 est un acide fort : sa réaction de dissolution dans l'eau est :



a. Comment cette équation traduit-elle le fait que la réaction est totale ?

b. La concentration en soluté apporté est notée C. Dresser le tableau d'avancement, pour un volume V de solution.



Etat initial $x = 0$

En cours x

Etat final $x_{\text{Max}} =$

- c.** En déduire l'expression de la concentration effective en ions oxonium.
d. En déduire l'expression du pH de la solution.

• Si l'acide est faible, la réaction avec l'eau est
et conduit à un



Dans ce cas,
.....

et on peut utiliser les notions de K_a , pK_a et le domaine de prédominance.

Les acides forts réagissent **totalem**ent avec l'eau : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$

Exemples d'acides forts :

acide chlorhydrique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ (Cl^- est spectateur)

acide nitrique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ (NO_3^- est spectateur)

Important : un acide fort sera toujours noté H_3O^+ ;

il fait partie du couple : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

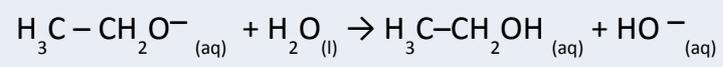
3. Base faible et base forte:

Lorsqu'on introduit une base dans l'eau, elle réagit avec l'eau.

- **Si la base est forte**, la réaction avec l'eau est,
et la concentration en ions hydroxyde formés $[HO^-]$ est égale à la
concentration en base forte apportée (C) :
d'où :

exemple3

l'ion éthanolate $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{O}^-$ est une base forte :
sa réaction de dissolution dans l'eau est :



b. La concentration en soluté apporté est notée C. Dresser le tableau d'avancement, pour un volume V de solution.

		$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{O}^-_{(\text{aq})}$	$+\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	\rightarrow	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{aq})}$	$+\text{HO}^-_{(\text{aq})}$
Etat initial	$x = 0$					
En cours	x					
Etat final	$x_{\text{Max}} =$					

c. En déduire l'expression de la concentration effective en ions hydroxyde, puis en ions oxonium.

d. En déduire l'expression du pH de la solution.

Remarque :

- *l'acide chlorhydrique est le nom donné à la solution obtenue par dissolution dans l'eau de chlorure d'hydrogène (HCl) : elle ne contient que des ions H_3O^+ et des ions Cl^- ;*
- *la soude est le nom d'usage donné à la solution obtenue par dissolution dans l'eau d'hydroxyde de sodium (NaOH) : elle ne contient que des ions Na^+ et des ions HO^- .*

• **Si la base est faible**, la réaction avec l'eau est
et conduit à un :



Dans ce cas,
.....

et on peut utiliser les notions de K_a , pK_a et le domaine de prédominance.

Les bases fortes réagissent **totalem**ent avec l'eau : $[\text{HO}^-] = \text{C}$

Exemples de bases fortes :

Hydroxyde de sodium (ou soude) : $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ (Na^+ est spectateur)

Hydroxyde de potassium : $\text{K}^+ + \text{HO}^-$ (K^+ est spectateur)

Important : une base forte sera toujours noté HO^- ;

elle fait partie du couple : $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$

exemple4

a. Une solution d'acide méthanoïque de concentration en soluté apporté

$C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ possède un pH égal à 2,9.

L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible?

b. Une solution de méthylamine de concentration en soluté apporté $C =$

$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ possède un pH égal à 11,3.

La méthylamine est-elle une base forte ou faible ?

4. Echelle des pK_A dans l'eau:

Plus le pK_a est faible, plus l'acide est et sa base
conjuguée est

Inversement, plus le pK_a est élevé, plus la base est et
son acide conjugué est

exemple5

	pKa	Bases fortes
H ₂ O	14	HO ⁻
		CH ₃ -NH ₂
		NH ₃
CH ₃ -CHOH-COOH		
H ₃ O ⁺	0	H ₂ O

Acides forts

- Quel est l'acide le plus fort ?
- Quelle est la base la plus forte ?
- Comparer la force de l'acide éthanoïque et celle de l'acide lactique.
- Parmi ces deux réactions, laquelle est la plus avancée ?
 - eau et acide lactique
 - eau et acide éthanoïque

III. Réactions acido-basiques

1. réaction entre un acide fort et une base forte :

Les couples en jeu sont:

- Acide fort:
- Base forte:

La réaction entre un acide fort et une base forte
s'écrit toujours:

.....

Elle est totale, rapide et exothermique

2. réaction entre un acide faible et une base forte :

Les couples en jeu sont:

- Acide faible:
- Base forte:

La réaction est totale et s'écrit:

.....

3. réaction entre une base faible et un acide fort :

Les couples en jeu sont:

- Acide fort:
- Base faible:

La réaction est totale et s'écrit:

.....

IV. Contrôle du pH et solution tampon

Définition

Obtention: Une solution tampon est composée d'un mélange en proportions voisines d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH est alors environ égal au pKa.

Utilisation:

- étalonnage des pH-mètres.
- ajout à certains médicaments ou à des produits cosmétologiques pour contrôler le pH.
- régulation du pH de nombreux milieux biologiques (sang par exemple) pour y réaliser certaines réactions.