

C6 — Force des acides et des bases

Thème 1 · Matière · Physique-Chimie Terminale

Table des matières

1	Pourquoi ce chapitre ?	1
2	Ce que tu vas apprendre	2
3	1. Acide fort, acide faible	2
3.1	a. Définitions	2
3.2	b. Conséquence sur le pH	2
4	2. Constante d'acidité K_a et pK_a	3
5	3. Diagramme de prédominance	3
5.1	Construction du diagramme	4
5.2	Démonstration rapide	4
6	4. Indicateurs colorés	4
6.1	Choix d'un indicateur pour un titrage	4
7	5. Réaction entre deux couples : sens et avancement	4
8	Carte mentale	5
9	À retenir absolument	5
10	Pour aller plus loin	6

1 Pourquoi ce chapitre ?

Le vinaigre est acide, l'acide chlorhydrique aussi — mais pas de la même façon. Verser du vinaigre sur ta main est désagréable ; verser de l'acide chlorhydrique concentré brûle gravement. Les deux cèdent des protons, mais avec des **empressements** très différents : le premier est un **acide faible**, le second est un **acide fort**.

Ce chapitre quantifie cette « force » avec une grandeur fondamentale : le **pK_a** . On apprend à prédire le sens d'une réaction acide-base et à comprendre les **diagrammes de prédominance**.

2 Ce que tu vas apprendre

- Distinguer acide/base **fort** et **faible**
 - Définir et utiliser le **Ka** et le **pKa**
 - Tracer et exploiter un **diagramme de prédominance**
 - Prévoir le **sens d'évolution** d'une réaction acide-base
 - Comprendre le rôle d'un **indicateur coloré**
-

3 1. Acide fort, acide faible

3.1 a. Définitions

Définitions

- Un **acide fort** dans l'eau est **totalement dissocié** : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (flèche droite).
- Un **acide faible** est **partiellement dissocié** : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (équilibre).

Idem pour les bases fortes et faibles.

Exemples :

- Acides forts : HCl, HNO₃, H₂SO₄ (1ère acidité)
- Acides faibles : CH₃COOH, NH₄⁺, HF
- Bases fortes : NaOH, KOH (en fait, HO⁻)
- Bases faibles : NH₃, CH₃COO⁻

3.2 b. Conséquence sur le pH

Pour un **acide fort** de concentration c : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$, donc $\text{pH} = -\log c$.

Pour un **acide faible**, seule une fraction se dissocie : $[\text{H}_3\text{O}^+] < c$, donc $\text{pH} > -\log c$.

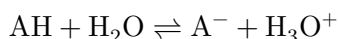
Test expérimental : mesure le pH d'une solution à 10⁻² mol/L. Si $\text{pH} = 2$: c'est un acide fort. Si $\text{pH} > 2$ (ex : 3,4 pour l'acide éthanique) : c'est un acide faible.

Piège — « Fort » ne veut pas dire « concentré »

Un acide « fort » est totalement dissocié, **quelle que soit sa concentration**. Un acide chlorhydrique très dilué reste un acide fort (mais son pH sera élevé). Ne confonds pas « force » (propriété intrinsèque) et « concentration » (quantité dans un volume donné).

4 2. Constante d'acidité K_a et pK_a

Pour un couple acide/base AH/A^- , la réaction avec l'eau :



a pour constante d'équilibre :

Constante d'acidité

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

Et on définit :

$$pK_a = -\log K_a$$

Interprétation :

- K_a **grand** (pK_a petit) : équilibre très déplacé vers A^- , donc acide **fort** ou plutôt fort.
- K_a **petit** (pK_a grand) : équilibre peu déplacé, acide **faible**.

Quelques pK_a à retenir (25 °C) :

Couple	pK_a
HCl/ Cl^-	négatif (fort)
CH_3COOH/CH_3COO^-	4,8
H_2CO_3/HCO_3^-	6,4
NH_4^+/NH_3	9,2
H_2O/HO^-	14 (base)

Analogie — Le pK_a , cote de popularité de H^+

Le pK_a te dit à quel point un acide **aime garder son proton**. Un pK_a **petit** = acide qui lâche facilement H^+ (il ne l'aime pas). Un pK_a **grand** = acide qui s'accroche à son proton (il l'adore). Classer les couples par pK_a croissant, c'est les ranger du plus lâcheur au moins lâcheur.

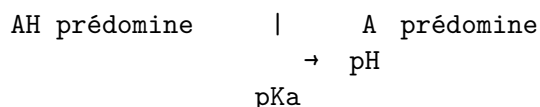
5 3. Diagramme de prédominance

En comparant pH et pK_a , on peut déterminer quelle forme (acide ou base conjuguée) **prédomine** dans la solution :

Règles de prédominance

- Si $pH < pK_a$: l'**acide AH** prédomine ($[AH] > [A^-]$)
- Si $pH > pK_a$: la **base A** prédomine ($[A^-] > [AH]$)
- Si $pH = pK_a$: les deux formes sont en **proportions égales**

5.1 Construction du diagramme



Exemple — L'acide éthanoïque au pH du sang

Le sang a pH 7,4. Pour l'acide éthanoïque, $pK_a = 4,8$. On a $pH > pK_a$, donc la forme **basique** (ion éthanoate CH_3COO^-) prédomine. Concrètement, dans le sang, presque tout l'acide éthanoïque circule sous forme ionisée.

5.2 Démonstration rapide

En prenant le log du K_a :

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

C'est l'équation de **Henderson-Hasselbalch**. Si $[A^-] > [AH]$, le log est positif et $pH > pK_a$.

6 4. Indicateurs colorés

Un **indicateur coloré** est un couple acide/base dont les deux formes ont des **couleurs différentes**. En fonction du pH (par rapport à son pK_a), la forme prédominante change, donc la couleur de la solution.

Exemples :

- **Bleu de bromothymol (BBT)** : $pK_a = 7$. Jaune en milieu acide, bleu en milieu basique.
- **Hélianthine** : $pK_a = 3,7$. Rouge/jaune.
- **Phénolphtaléine** : $pK_a = 9,4$. Incolore/fuchsia.

6.1 Choix d'un indicateur pour un titrage

Pour qu'un indicateur soit pertinent lors d'un titrage, sa **zone de virage** doit contenir le **pH à l'équivalence**. Un mauvais choix fausse la mesure de $V_{\text{éq}}$.

7 5. Réaction entre deux couples : sens et avancement

Pour une réaction entre deux couples A_1H/A_1^- et A_2H/A_2^- avec $pK_{a1} < pK_{a2}$:

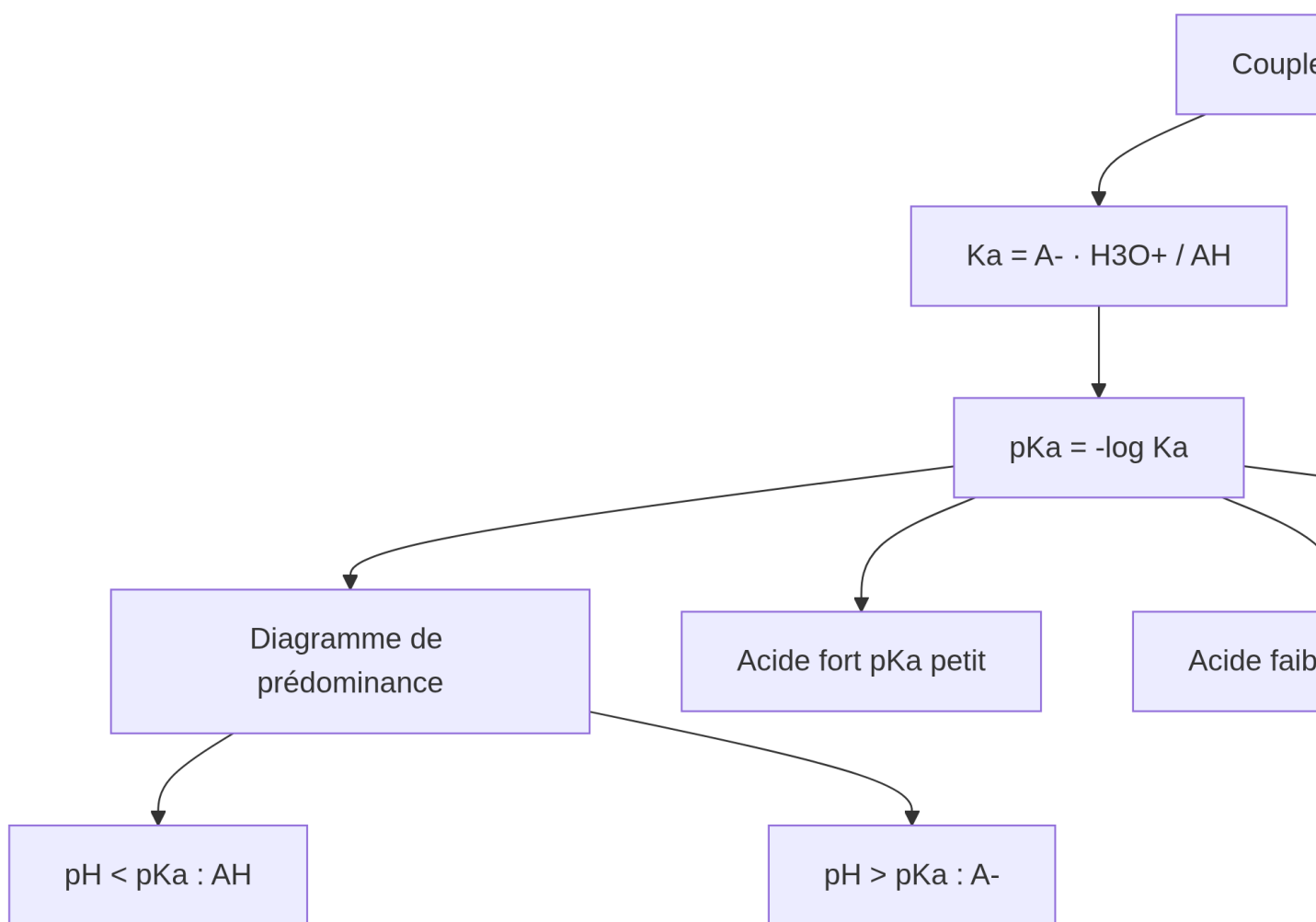


Règle gamma : l'acide du couple de pK_a **le plus petit** réagit avec la base du couple de pK_a **le plus grand**, de manière **favorable** ($K > 1$).

Analogie — Le marché aux protons

Imagine un marché : les acides vendent des protons, les bases en achètent. Le couple au **pKa plus petit** est un vendeur « motivé » (il brade ses H^+). Le couple au **pKa plus grand** est un acheteur « motivé » (sa base est avide de protons). Ces deux-là font affaire facilement : la réaction est favorable.

8 Carte mentale



9 À retenir absolument

- **Acide fort** = totalement dissocié dans l'eau ; **faible** = équilibre.
- $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$; $pK_a = -\log K_a$.
- **Petit pKa** = acide fort(e) ; **grand pKa** = acide faible.
- **Prédominance** : $pH < pKa$ AH ; $pH > pKa$ A⁻.
- Équation de Henderson-Hasselbalch : $pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$.
- Constante d'une réaction entre couples : $K = 10^{\Delta pK_a}$.

10 Pour aller plus loin

- Cours officiel (PDF)
- Titrages acide-base (C3)
- Sens d'évolution spontanée (C5)