

CTM – Chapitre F Complément

Réactions acide-base

II - Force des acides et des bases

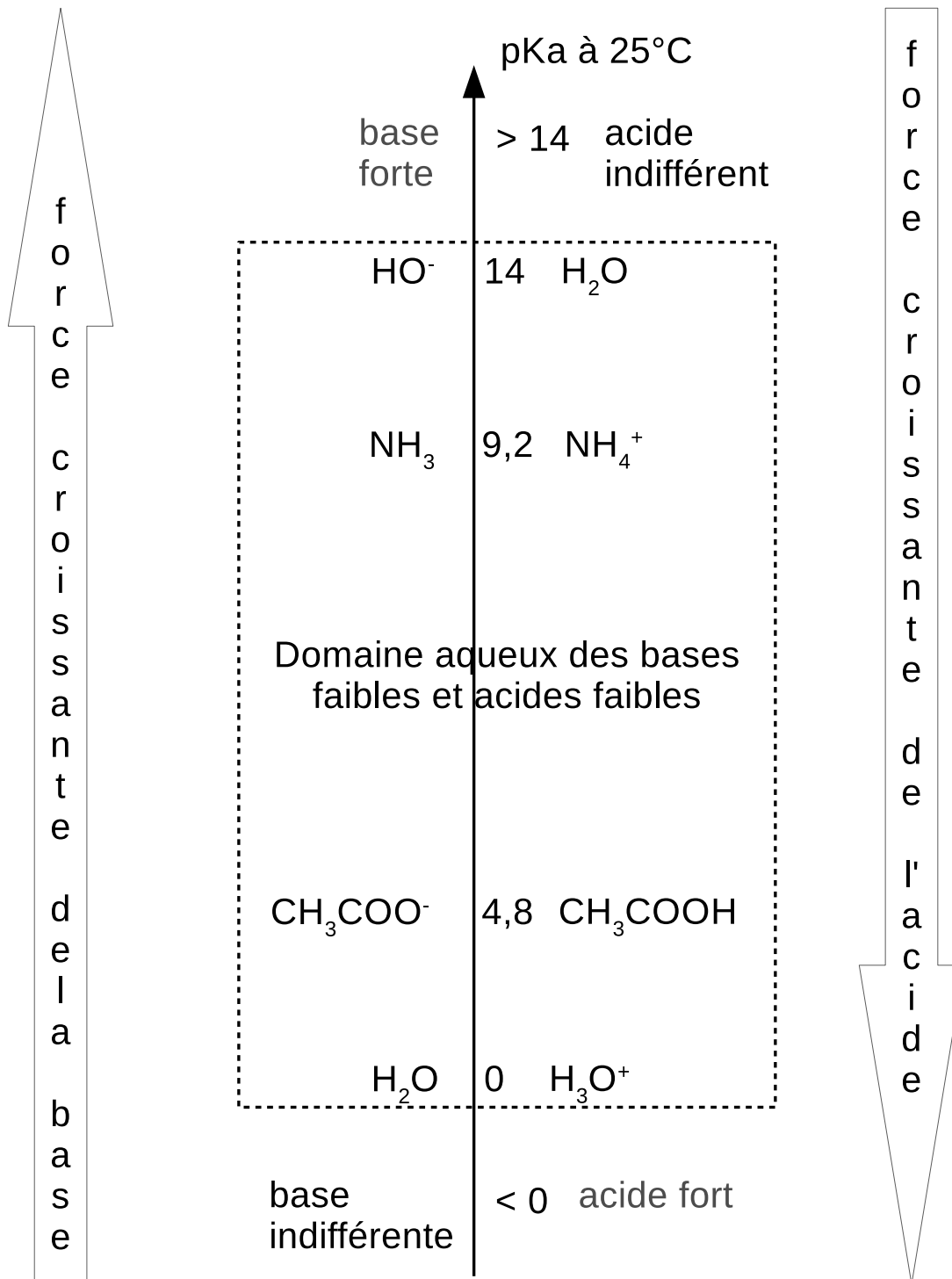
II.4 - Échelle d'acidité

Exemples usuels d'acides et bases à connaître pour le concours

Nom	Formule	Nature	Couples usuels	pK_a
acide sulfurique	H_2SO_4	acide fort	H_2SO_4/HSO_4^-	-
ion hydrogènesulfate	HSO_4^-	amphotère	HSO_4^-/SO_4^{2-}	1,9
acide nitrique	HNO_3	acide fort	HNO_3/NO_3^-	-
acide chlorhydrique	HCl	acide fort	HCl/Cl^-	-
acide phosphorique	H_3PO_4	acide fort	$H_3PO_4/H_2PO_4^-$	-
acide acétique	CH_3COOH	acide faible	CH_3COOH/CH_3COO^-	4,8
soude	$NaOH$	base forte	se dissout Na^+ et HO^-	-
ion hydrogénocarbonate	HCO_3^-	amphotère	H_2CO_3/HCO_3^- et HCO_3^-/CO_3^{2-}	6,4 et 10,3
ammoniac	NH_3	base faible	NH_4^+/NH_3	9,2

Autres connaissances utiles :

- l'acide sulfurique est un acide double car il peut céder deux protons ; sa première acidité est forte, la seconde (celle du couple HSO_4^-/SO_4^{2-}) est faible ;
- nom de l'ion SO_4^{2-} : ion sulfate ;
- nom de l'ion NO_3^- : ion nitrate ;
- nom de l'ion Cl^- : ion chlorure ;
- nom de l'ion $H_2PO_4^-$: ion dihydrogénophosphate ;
- nom de l'ion HPO_4^{2-} : ion hydrogénéphosphate ;
- nom de l'ion PO_4^{3-} : ion phosphate ;
- acide acétique est synonyme d'acide éthanoïque ; c'est un acide carboxylique ;
- nom de l'ion CH_3COO^- : ion acétate ;
- l'acide carbonique H_2CO_3 peut être vu sous la formule H_2O,CO_2 c'est-à-dire le soluté aqueux formé par le dioxyde carbone (= gaz carbonique) ; la présence de dioxyde de carbone dans l'air induit que toute eau laissée à l'air libre contient l'acide H_2CO_3 ;
- nom de l'ion CO_3^{2-} : ion carbonate ; il est notamment responsable de la complexation des cations métalliques Ca^{2+} et Mg^{2+} , avec lesquels il forme le calcaire ;
- le nom de l'espèce chimique NH_3 est « ammoniac » mais, en solution aqueuse on écrit que le composé physico-chimique $NH_3(aq)$ est l'« ammoniac » ;
- nom de l'ion NH_4^+ : ion ammonium.



III - Prédiction des réactions acido-basiques

III.2 - Réaction prépondérante

Méthode générale de la réaction prépondérante

Présentation

Lorsqu'une solution aqueuse contient plusieurs espèces acido-basiques, la détermination des concentrations de chacune des espèces à l'équilibre est *en théorie très simple* (résolution des n équations à n inconnues données par les relations $K^\circ = Q_{r,eq}$ de chacune des réactions possibles et/ou les équations de conservations des éléments). Mais, dès que le nombre de réactions possibles dépasse deux ou trois, la résolution peut être *très fastidieuse dans la pratique*.

On préfère alors simplifier le problème mathématique par la *méthode de la réaction prépondérante* qui permet de traiter le système en considérant les réactions les unes après les autres.

Exposé

Exemple de principe dans le cas d'un système où seules des réactions acido-basiques ont lieu. Pour des systèmes dans lesquels d'autres types de réactions peuvent avoir lieu, le principe est le même, seules les espèces indifférentes et la nature du nivellement par le solvant change.

1. Lister toutes les espèces présentes en solution en éliminant les espèces n'ayant aucune activité acido-basique (espèces indifférentes d'un point de vue acido-basique telles que Na^+ ou Cl^-) et en assimilant les acides et bases fortes respectivement à H_3O^+ et HO^- (effet de nivellement du solvant).
2. Positionner tous les couples acido-basiques dans un diagramme de prédominance, *sans oublier les couples de l'eau*. Déterminer les constantes d'équilibre de toutes les réactions possibles.
3. Considérer les réactions *les unes après les autres, en partant de celle qui a la constante d'équilibre la plus grande vers celle qui a la constante d'équilibre la plus faible*. Deux situations peuvent se produire :
 - la réaction considérée est de constante d'équilibre $K^\circ > 1$ (réaction favorisée thermodynamiquement) : faire le bilan de matière de cette réaction (qu'elle soit totale ou non) et retourner à l'étape 1.
 - la réaction est de constante d'équilibre $K^\circ < 1$ (réaction non favorisée) : faire le bilan de matière de cette réaction ; si elle ne modifie pas (ou peu) le bilan de matière précédent, le système est stable et le bilan obtenu est le bilan final ; sinon, retourner à l'étape 1.

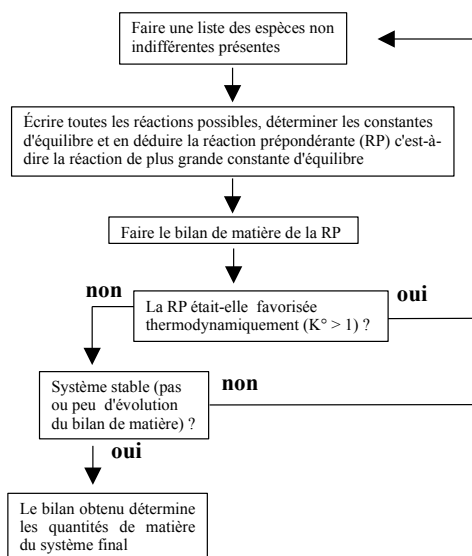


FIGURE 1.1 – Algorithme de principe dans un cas général.

III.4 - Diagramme de distribution

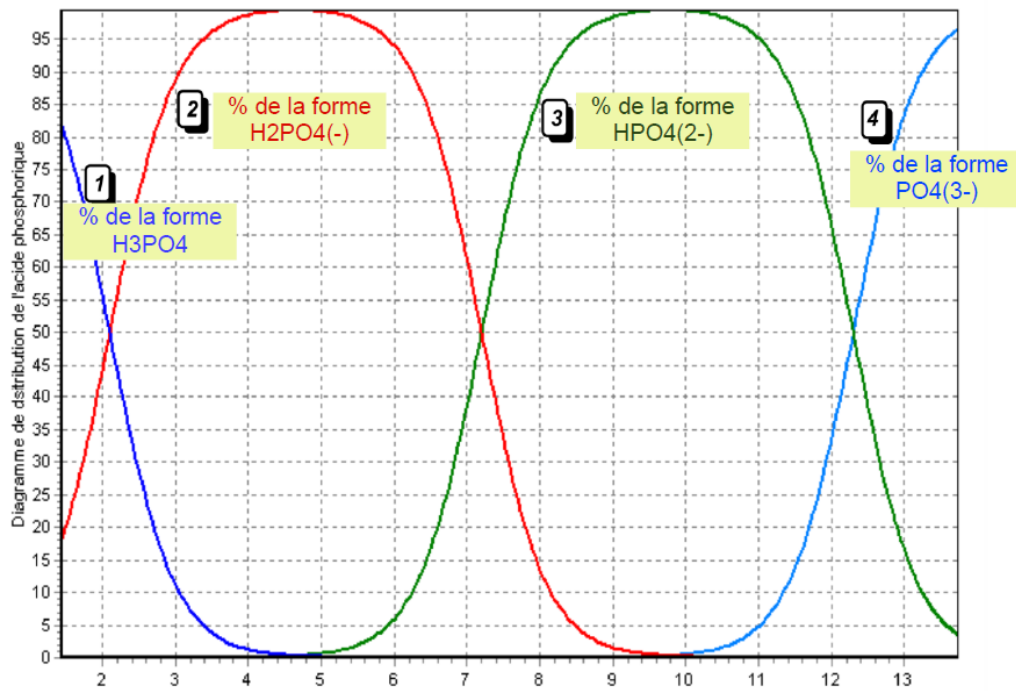


FIGURE 1.2 – Diagramme de distribution de l'acide phosphorique (tri-acide) et de ses bases conjuguées.