

## Couples Acido-basiques

### Notions et contenus

#### Réactions acido-basiques

- constante d'acidité ;
- diagramme de prédominance ;
- exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature – faible ou forte – des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, la potasse, l'ion hydrogénocarbonate, l'ammoniac ;
- solutions tampon.

Nom	Formule	Couple	pKa (pas à apprendre)	Nature
Acide sulfurique	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	pKa <sub>1</sub> < 0 pKa <sub>2</sub> ≈ 2	Diacide dont la 1 <sup>ière</sup> acidité est forte
Acide nitrique	HNO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub> / NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	pKa < 0	Monoacide Fort
Acide chlorhydrique	HCl	HCl/Cl <sup>-</sup>	pKa < 0	Monoacide Fort
Acide phosphorique	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	pKa <sub>1</sub> = 2.1 pKa <sub>2</sub> = 7.2 pKa <sub>3</sub> = 12.3	Triacide Faible
Acide acétique	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COOH/CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	pKa = 4.8	Monoacide faible
soude	NaOH	H <sub>2</sub> O/OH <sup>-</sup>	pKa=14	Monobase Forte
potasse	KOH	H <sub>2</sub> O/OH <sup>-</sup>	pKa=14	Monobase Forte
hydrogénocarbonate	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ⇌ CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O/H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> <sup>-</sup> HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	pKa <sub>1</sub> = 6.4 pKa <sub>2</sub> = 10.3	Amphotère
ammoniac	NH <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> /NH <sub>3</sub>	pKa=9.2	Monobase Faible

## Couples Redox

### Notions et contenus

#### Oxydants et réducteurs

Nombre d'oxydation.

Exemples usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, dichromate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène.

Nom	Formule	Couple (pas à apprendre)	Nature et utilité
thiosulfate	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> réducteur, sert à doser I <sub>2</sub> : I <sub>2(aq)</sub> + 2 S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-(aq)</sup> = S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-(aq)</sup> + 2 I <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> En présence d'empois d'amidon I <sub>2</sub> forme un complexe bleu nuit. La solution passe donc de bleu à incolore à l'équivalence
permanganate	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /Mn <sup>2+</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> oxydant puissant
dichromate	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> /Cr <sup>3+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> oxydant puissant
hypochlorite	ClO <sup>-</sup>	ClO <sup>-</sup> /Cl <sup>-</sup>	ClO <sup>-</sup> oxydant puissant contenu dans l'eau de javel
peroxyde d'hydrogène	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> oxydant puissant Appelé aussi eau oxygénée