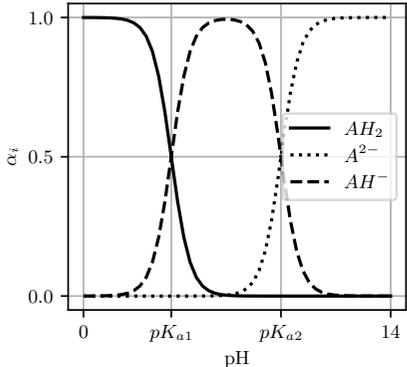


Notions et contenus	Capacités exigibles	Détail
Exemples usuels d'acides et bases : nom, formule et nature - faible ou forte - des acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique, phosphorique, acétique, de la soude, l'ion hydrogénocarbonate, l'ammoniac.		<p>Définir un acide fort/faible et une base forte/faible. Exemples du programme à faire.</p> <div style="border: 2px solid blue; padding: 10px;"> <p>Un <u>acide</u> est dit <u>fort</u> si sa réaction avec l'eau est totale, c'est-à-dire qu'il se <u>dissocie totalement</u> dans l'eau. Une <u>base</u> est dite <u>forte</u> si sa réaction avec l'eau est totale, c'est-à-dire qu'elle se <u>dissocie totalement</u> dans l'eau.</p> <p>Acides forts :</p> <ul style="list-style-type: none"> acide chlorhydrique (solution de chlorure d'hydrogène HCl(g)) : $\text{HCl(g)} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ acide nitrique $\text{HNO}_3(\text{l})$: $\text{HNO}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ la première acidité de l'acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$ (HSO_4^- : ion hydrogénéosulfate) <p>Bases fortes :</p> <ul style="list-style-type: none"> hydroxyde de sodium ou soude NaOH(s) $\longrightarrow \text{Na}^+ + \text{HO}^-$ potasse ou hydroxyde de potassium KOH(s) $\longrightarrow \text{K}^+ + \text{HO}^-$ <p>Un <u>acide</u> ou une <u>base</u> est dit <u>faible</u> si sa réaction avec l'eau est <u>équilibrée</u>.</p> <ul style="list-style-type: none"> $\text{CH}_3\text{COOH(aq)}/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ acide acétique/ion acétate (ou acide éthanoïque/ion éthanoate) $\text{NH}_4^+(\text{aq)}/\text{NH}_3(\text{aq})$ ion ammonium/ammoniac $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ acide phosphorique (triacide $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$, $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$, $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$) $\text{HCO}_3^-(\text{aq)}/\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ l'ion hydrogénocarbonate /ion carbonate (deuxième acidité de l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$) </div>
constante d'acidité diagramme de prédominance	Identifier le caractère acido-basique d'une réaction en solution aqueuse.	<p>Soit le couple AH/A^-, écrire la réaction chimique de constante d'équilibre K_a. Exprimer K_a, en déduire le diagramme de prédominance.</p> <div style="border: 2px solid blue; padding: 10px;"> $\text{AH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} = \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad K_a = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}C^\circ}$ <p>On en déduit</p> $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{C^\circ} = K_a \times \frac{[\text{AH}]_{\text{eq}}}{[\text{A}^-]_{\text{eq}}} \quad \text{soit} \quad \boxed{\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}\right)}$ <p style="text-align: center;">AH et A^- coexistent</p> <div style="text-align: center;"> <p style="text-align: center;"> $\text{AH prédomine} \quad \left \begin{array}{c} \text{p}K_a \\ \hline \text{p}K_a - 1 \quad \text{p}K_a + 1 \end{array} \right \quad \text{A}^- \text{ prédomine} \quad \xrightarrow{\text{pH}}$ </p> </div> </div>

Notions et contenus	Capacités exigibles	Détail
Réactions acido-basiques	Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues.	<p>Écrire l'équation bilan de l'autoprotolyse de l'eau. Définir le produit ionique de l'eau.</p> $2\text{H}_2\text{O}(l) = \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \quad K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{(C^\circ)^2} = 10^{-14}$ <p>Définir le pH d'une solution aqueuse en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, puis en fonction de K_e et $[\text{HO}^-]$.</p> $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{C^\circ}\right) = 14 + \log\left(\frac{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{C^\circ}\right)$ <p>Écrire la réaction entre AH et HO^-. Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de K_a et K_e.</p> $\text{AH} + \text{HO}^- = \text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \quad K = K_a/K_e$
diagramme de distribution		<p>Soit un diacide AH_2 de constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2}. Tracer l'allure des courbes de distribution de $[\text{AH}_2]$, $[\text{AH}^-]$ et de $[\text{A}^{2-}]$ en fonction du pH.</p> 
	Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.	<p>En général, quelle inégalité vérifie la constante d'équilibre d'une réaction pour une réaction quasi-totale ou faiblement avancée ?</p> $\text{On supposera la réaction quasi-totale si } Q \gg 1 \text{ (} Q > 10^4 \text{), et faiblement avancée si } Q \ll 1 \text{ (} Q < 10^{-4} \text{).}$

Notions et contenus	Capacités exigibles	Détail																								
Réactions acido-basiques	Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.	<p>L'ion phosphate PO_4^{3-} est une base faible. Le couple $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$ a un $pK_a = 12,3$. On introduit du phosphate de sodium de concentration initiale $c_0 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Faire un diagramme de prédominance, et prévoir les espèces incompatibles. Déterminer la composition du système à l'équilibre. En déduire la valeur du pH de la solution.</p> <div style="border: 2px solid blue; padding: 10px;"> <p>Les espèces majoritaires présentes initialement sont</p> <ul style="list-style-type: none"> • ion phosphate PO_4^{3-} à la concentration c_0 (base faible) • ion sodium à la concentration $3c_0$ • H_2O (acide et base faibles) <div style="text-align: center;"> </div> <p>L'ion phosphate et l'eau sont des espèces compatibles, donc la réaction prépondérante est un équilibre de contrôle</p> $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{HO}^- \quad K = \frac{K_e}{K_a} = 10^{-1.7}$ <p>On effectue un tableau d'avancement</p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td></td> <td>PO_4^{3-}</td> <td>+</td> <td>H_2O</td> <td>=</td> <td>HPO_4^{2-}</td> <td>+</td> <td>HO^-</td> </tr> <tr> <td>$t = 0$</td> <td>c_0</td> <td></td> <td>excès</td> <td></td> <td>0</td> <td></td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>t_{eq}</td> <td>$c_0 - w$</td> <td></td> <td>excès</td> <td></td> <td>w</td> <td></td> <td>w</td> </tr> </table> <p>Par application de la loi d'action de masse</p> $K = \frac{w^2}{c_0 - w} \quad \text{soit} \quad K(c_0 - w) - w^2 = 0 \quad \text{avec} \quad w \in]0, c_0[$ <p>On ne peut pas faire d'hypothèse sur l'avancement. On fait donc une résolution à la calculatrice (ou avec <code>bisect</code> du module <code>scipy.optimize</code> en python). On trouve $w = 3,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, donc</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $\text{pH} = 14 + \log w = 12,6$ </div> </div>		PO_4^{3-}	+	H_2O	=	HPO_4^{2-}	+	HO^-	$t = 0$	c_0		excès		0		0	t_{eq}	$c_0 - w$		excès		w		w
	PO_4^{3-}	+	H_2O	=	HPO_4^{2-}	+	HO^-																			
$t = 0$	c_0		excès		0		0																			
t_{eq}	$c_0 - w$		excès		w		w																			
		<pre> from scipy.optimize import bisect f=lambda x : 10**(-1.7)*(0.1-x)-x**2 sol = bisect(f,0,0.1) print(sol) </pre>																								

Notions et contenus	Capacités exigibles	Détail																		
Réactions acido-basiques	<p>Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.</p> <p>Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.</p>	<p>On mélange deux solutions de même volume V, l'une de dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$ de concentration $c_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et l'autre de soude de concentration $c_2 = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On donne les pK_{a1} des couples suivants :</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{SO}_2(\text{aq})/\text{HSO}_3^-(\text{aq}) : pK_{a1} = 1,8$ • $\text{HSO}_3^-(\text{aq})/\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) : pK_{a1} = 7,2$ <p>Faire un diagramme de prédominance, et prévoir les espèces incompatibles. Déterminer la composition du système à l'équilibre. En déduire la valeur du pH de la solution.</p> <div style="border: 2px solid blue; padding: 10px; margin: 10px 0;"> <p>Les espèces majoritaires présentes initialement sont</p> <ul style="list-style-type: none"> • dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$ à la concentration c_1 (acide faible) • ion hydroxyde HO^- à la concentration c_2 (base forte) • H_2O (acide et base faibles) • ion sodium Na^+ à la concentration c_2 <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> </div> <p>Les espèces SO_2 et HO^- sont incompatibles (domaines disjoints). Donc elles réagissent de manière quantitative :</p> $\text{SO}_2(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{HSO}_3^-(\text{aq}) \quad K_1 = \frac{K_{a1}}{K_e} = 10^{12,2} \gg 1$ <p>Ainsi la réaction peut être considérée comme quasi-totale, dont le réactif limitant serait SO_2.</p> <table style="margin: 10px auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">$\text{SO}_2(\text{aq})$</td> <td style="text-align: center;">+</td> <td style="text-align: center;">$\text{HO}^-(\text{aq})$</td> <td style="text-align: center;">=</td> <td style="text-align: center;">$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">$t = 0$</td> <td style="text-align: center;">c_1</td> <td></td> <td style="text-align: center;">c_2</td> <td></td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">t_{eq}</td> <td style="text-align: center;">ϵ</td> <td></td> <td style="text-align: center;">$c_2 - c_1 = 4 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$</td> <td></td> <td style="text-align: center;">c_1</td> </tr> </table> <p>On aboutit à un nouvel état initial, avec comme espèces majoritaires</p> <ul style="list-style-type: none"> • ion bisulfite HSO_3^- à la concentration c_1 (acide et base faible) • ion hydroxyde HO^- à la concentration $c_2 - c_1 = 4c_1$ (base forte) • H_2O (acide et base faibles) • ion sodium Na^+ à la concentration c_2 </div>		$\text{SO}_2(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$	=	$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$	$t = 0$	c_1		c_2		0	t_{eq}	ϵ		$c_2 - c_1 = 4 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$		c_1
	$\text{SO}_2(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$	=	$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$															
$t = 0$	c_1		c_2		0															
t_{eq}	ϵ		$c_2 - c_1 = 4 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$		c_1															

Notions et contenus	Capacités exigibles	Détail																											
Réactions acido-basiques	Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.	<p>Les espèces HSO_3^- et HO^- sont incompatibles (domaines disjoints). Donc elles réagissent de manière quantitative :</p> $\text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad K_2 = \frac{K_{a2}}{K_e} = 10^{6,8} \gg 1$ <p>Ainsi la réaction peut être considérée comme quasi-totale, dont le réactif limitant serait HSO_3^-.</p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td></td> <td>$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$</td> <td>+</td> <td>$\text{HO}^-(\text{aq})$</td> <td>=</td> <td>$\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$</td> <td>+</td> <td>$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$</td> <td></td> </tr> <tr> <td>$t = 0$</td> <td>c_1</td> <td></td> <td>$4c_1$</td> <td></td> <td>0</td> <td></td> <td></td> <td>excès</td> </tr> <tr> <td>t_{eq}</td> <td>ϵ</td> <td></td> <td>$3c_1$</td> <td></td> <td>c_1</td> <td></td> <td></td> <td>excès</td> </tr> </table> <p>On aboutit à un nouvel état initial, avec comme espèces majoritaires</p> <ul style="list-style-type: none"> • ion sulfite SO_3^{2-} à la concentration c_1 (base faible) • ion hydroxyde HO^- à la concentration $3c_1$ (base forte) • H_2O (acide et base faibles) • ion sodium Na^+ à la concentration c_2 <p>Toutes les espèces sont compatibles. Donc la réaction prépondérante qui serait celle entre HO^- et l'eau est un équilibre de contrôle qui ne modifie pas les quantités. On en déduit</p> $\text{pH} = 14 + \log[\text{HO}^-] = 14 + \log(0,3) \quad \text{soit} \quad \boxed{\text{pH} = 13,5}$ <p>On a bien $\text{pH} > \text{p}K_{a2} + 1 = 8,3$, donc bien c'est l'ion sulfite SO_3^{2-} qui prédomine.</p>		$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$	=	$\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$		$t = 0$	c_1		$4c_1$		0			excès	t_{eq}	ϵ		$3c_1$		c_1			excès
	$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$	=	$\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$																						
$t = 0$	c_1		$4c_1$		0			excès																					
t_{eq}	ϵ		$3c_1$		c_1			excès																					