
TRAVAUX DIRIGÉS

DE CHIMIE

CHARLES TUCHENDLER



MPSI 4 – LYCÉE SAINT-LOUIS

ANNÉE 2019/2020

Table des matières

TD n° 6	ÉQUILIBRES ACIDO-BASIQUES	1
Exercice n° 1 - Calcul de quotient de réaction		1
Exercice n° 2 - Constantes d'équilibre		1
Exercice n° 3 - Activités d'espèces chimiques		2
Exercice n° 4 - Solutions d'ammoniaque		2
Exercice n° 5 - Recherche de réactions prépondérantes		2
Exercice n° 6 - Diagramme de distribution de l'acide citrique		2
Exercice n° 7 - Réactions acido-basiques		3
Exercice n° 8 - Solution d'acide phosphorique		3

ÉQUILIBRES ACIDO-BASIQUES

Exercice n° 1 - Calcul de quotient de réaction

L'acidification d'une solution d'eau de Javel (mélange équimolaire de chlorure de sodium, $(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)$, et d'hypochlorite de sodium, $(\text{Na}^+ + \text{ClO}^-)$ par une solution d'acide chlorhydrique, $(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$ produit un dégagement de dichlore selon la réaction d'équation :



A un instant donné :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{Cl}^-] = 0,120 \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{ClO}^-] = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$
- $[\text{Na}^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$
- $p(\text{Cl}_2) = 125 \text{ mmHg}$

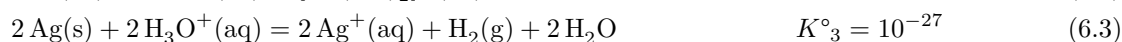
1. Déterminer l'activité de chacun des constituants du système.
2. En déduire la valeur du quotient de réaction à cet instant.

Données :

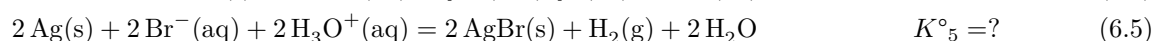
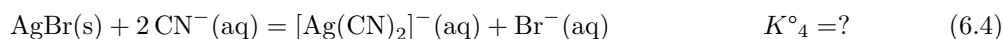
- $C^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- $P^\circ = 1,00 \text{ bar}$

Exercice n° 2 - Constantes d'équilibre

1. Ecrire les expressions des constantes d'équilibre des réactions suivantes en supposant que les concentrations sont exprimées en mol.L^{-1} :



2. En déduire la valeur des constantes d'équilibre des réaction suivantes :



Exercice n° 3 - Activités d'espèces chimiques

- Un volume $V = 500$ mL de solution aqueuse est préparé en dissolvant dans le volume suffisant d'eau :
 - 150 mmol d'acide chlorhydrique HCl(g)
 - 13,5 g de chlorure de fer (III) hexahydraté $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O(s)}$
 - 20,0 g de sulfate de fer (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$
 - En admettant que chaque soluté est totalement dissocié en ions dans la solution, écrire les réactions de dissolution associées.
 - Déterminer alors la quantité, puis la concentration et enfin l'activité de chacune des espèces ioniques présentes dans cette solution.
- Un système gazeux est constitué des gaz argon, hélium et dihydrogène. Les pressions partielles de ces gaz valent $p(\text{Ar}) = 120$ kPa, $p(\text{He}) = 0,83$ bar et $p(\text{H}_2) = 400$ mmHg. Déterminer l'activité de chacun de ces gaz.

Données :

- $M(\text{Fe}) = 58,8$ g.mol⁻¹
- $M(\text{Cl}) = 35,5$ g.mol⁻¹
- $M(\text{O}) = 16$ g.mol⁻¹
- $M(\text{H}) = 1$ g.mol⁻¹
- $M(\text{S}) = 32,1$ g.mol⁻¹

Exercice n° 4 - Solutions d'ammoniaque

- On considère une solution telle que $[\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = 0,01$ mol.L⁻¹. Calculer les concentrations d'ammoniac et d'ions ammonium quand le pH est fixé, grâce à un mélange tampon, à :
 - pH=5
 - pH=9,5
- On introduit 10⁻¹ mol d'ammoniac dans 1 L d'eau. Calculer le pH de la solution à l'équilibre.

Donnée : $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

Exercice n° 5 - Recherche de réactions prépondérantes

- Placer sur une échelle de pK_a les couples de l'eau et les couples suivants :

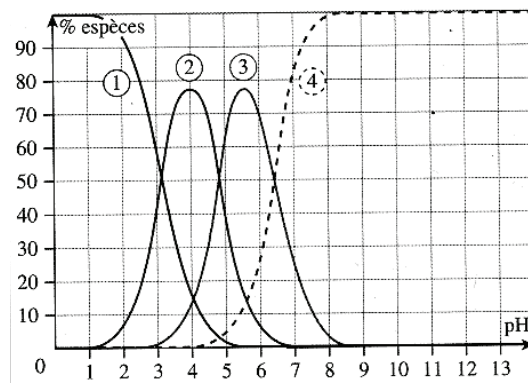
Couples	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	HClO/ClO^-	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$	$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$
pK_a	9,2	4,8	7,5	7	13

- Ecrire la réaction prépondérante dans le cas où l'on introduit les solutés suivant en solutions aqueuses. Préciser sa constante d'équilibre.
 - $[\text{NH}_3]_0$
 - $[\text{NH}_3]_0$ et $[\text{NH}_4^+]_0$
 - $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0$, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0$, $[\text{HClO}]_0$ et $[\text{ClO}^-]_0$
 - $[\text{HS}^-]_0$ et $[\text{Na}^+]_0$

Exercice n° 6 - Diagramme de distribution de l'acide citrique

L'acide citrique de formule $C_6H_8O_7$ est un triacide noté H_3A . Le document ci-contre donne son diagramme de distribution en fonction du pH. Les courbes tracées représentent le pourcentage de chacune des espèces contenant "A" lorsque le pH varie.

1. Identifier chacune des courbes.
2. En déduire les constantes $pK_{a,i}$ et $K_{a,i}$ relatives aux trois couples mis en jeu.
3. 250,0 mL de solution ont été préparés en dissolvant 1,05 g d'acide citrique monohydraté $C_6H_8O_7 \cdot H_2O$.
 - (a) Calculer la concentration C de la solution.
 - (b) Déterminer, à partir de C et du diagramme de distribution, la composition du mélange à $pH = 4,5$.



Données :

- $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n° 7 - Réactions acido-basiques

On prépare un volume $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution en dissolvant dans de l'eau distillée des quantités : $n_1 = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide lactique $CH_3CHOHCOOH$ noté HA et $n_2 = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'hypochlorite de sodium $NaClO$. On donne : $pK_a(HA/A^-) = 3,9$ et $pK_a(HClO/ClO^-) = 7,5$.

1. Placer sur un axe vertical gradué selon les pK_a les couples acide/base mis en jeu et repérer les espèces présentes initialement.
2. Ecrire le bilan de la réaction prépondérante et calculer sa constante d'équilibre.
3. Calculer les concentrations initiales en acide lactique et en ion hypochlorite. Faire alors un tableau d'avancement de la réaction prépondérante et déterminer la composition finale du système à l'équilibre ainsi qu'une valeur approchée du pH de cette solution.

Exercice n° 8 - Solution d'acide phosphorique

On considère l'acide phosphorique H_3PO_4 noté H_3A dont les constantes d'acidités successives sont :

$$pK_{a1} = 2,1 \quad ; \quad pK_{a2} = 7,2 \quad ; \quad pK_{a3} = 12,4$$

1. Etablir le diagramme de prédominance correspondant.
2. Si l'on dispose d'une concentration initiale $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ dans une solution tamponnée à $pH = 5$, préciser les concentrations des diverses formes phosphatées.