Résultat : _____ / 100 Nom : _____

# Cinétique et équilibre chimique

Chimie – Prétest C – Partie théorique – Corrigé

Révisé par IA

## Évaluation des compétences

## * Tâche 1

a) Une hausse du $CO_2$ atmosphérique favorise sa dissolution. L'augmentation de $[CO_2(aq)]$ favorise ensuite la réaction directe de l'équation globale. La concentration en ions $H^+$ augmente : le pH diminue.

b) La dissolution du $CO_2$ est exothermique ($\Delta H < 0$). Le refroidissement favorise donc le $CO_2$ dissous. À conditions autrement identiques, sa concentration à l'équilibre est plus grande à 0 °C qu'à 25 °C.

## * Tâche 2

### 1. Calculer la concentration d'acide après l'ajout.

Vf = 1 200 + 0,020 = 1 200,020 L

$$C_0 = \frac{C_1 V_1}{Vf} = \frac{0{,}4 \times 0{,}020}{1\,200{,}020} \approx 6{,}66656 \times 10^{-6}\, mol/L$$

### 2. Établir l'équilibre d'ionisation de l'acide acétique.

Conformément au modèle, on néglige le pouvoir tampon et les faibles concentrations initiales en $H^+$ et $OH^-$.

$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$

| Concentration (mol/L) | $CH_3COOH$ | $CH_3COO^-$ | $H^+$ |
|---|---|---|---|
| Initiale | $C_0$ | 0 | 0 |
| Variation | −x | +x | +x |
| Équilibre | $C_0 - x$ | x | x |

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} = 1{,}8 \times 10^{-5}$$

### 3. Résoudre l'équation et calculer le pH.

$x^2 + 1{,}8 \times 10^{-5}x - 1{,}19998 \times 10^{-10} \approx 0$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Avec a = 1, b = $1{,}8 \times 10^{-5}$ et c ≈ $-1{,}19998 \times 10^{-10}$,
on obtient x ≈ $5{,}17738 \times 10^{-6}$ ou x ≈ $-2{,}31774 \times 10^{-5}$ mol/L.
La racine négative est rejetée.

**pH = −log[$H^+$] ≈ 5,2859 ≈ 5,3**

Oui : dans ce modèle, les 20 mL donnent un pH compris entre 5 et 6.

Nom : _____

## * Tâche 3

La phase aqueuse du lait de magnésie est modélisée comme une solution saturée en équilibre avec $Mg(OH)_2$ solide. On utilise la solubilité donnée, à 25 °C.

### a) Calculer la constante du produit de solubilité.

$M(Mg(OH)_2) = 24{,}305 + 2 \times (15{,}999 + 1{,}008)$
$\approx 58{,}32$ g/mol

10,5 mg/L = 0,0105 g/L

$$s = \frac{0{,}0105\ g/L}{58{,}32\ g/mol} \approx 1{,}80041 \times 10^{-4}\ mol/L$$

**$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$**

Pour chaque mole de $Mg(OH)_2$ dissoute, il se forme une mole de $Mg^{2+}$ et deux moles de $OH^-$ :

$[Mg^{2+}] = s$ et $[OH^-] = 2s$

$K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$

**$K_{ps} = 4 \times (1{,}80041 \times 10^{-4})^3 \approx 2{,}33 \times 10^{-11}$**

### b) Calculer le pH de la solution saturée.

$[OH^-] = 2s \approx 3{,}60082 \times 10^{-4}$ mol/L

$pOH = -\log[OH^-] \approx 3{,}4436$

À 25 °C : pH + pOH = 14,00.

**pH = 14,00 − 3,4436 ≈ 10,5564 ≈ 10,6**

Les valeurs non arrondies sont conservées jusqu'aux résultats finaux.

Nom : _____

## Évaluation explicite des connaissances (20 %)

### * 1.

a) Aucun effet sur la vitesse de la réaction directe : le diiode est un produit, et non un réactif dont la surface de contact contrôle cette réaction.

b) La vitesse augmente : il y a davantage d'ions iodure par unité de volume, donc davantage de collisions entre les réactifs.

c) La vitesse diminue : le refroidissement réduit l'énergie cinétique des particules et la proportion de collisions efficaces. Il ne diminue pas, à lui seul, les concentrations des réactifs.

d) La vitesse exprimée par unité de volume reste inchangée : les concentrations initiales et la température sont identiques.

e) La vitesse augmente : le catalyseur offre un autre mécanisme réactionnel dont l'énergie d'activation est plus faible.

### * 2.

Pour un même facteur d'augmentation de concentration, le monoxyde d'azote (NO) a le plus grand effet, car la réaction est d'ordre 2 par rapport à NO et d'ordre 1 par rapport à $H_2$.

• Doubler $[H_2]$ multiplie la vitesse par 2.
• Doubler [NO] multiplie la vitesse par $2^2 = 4$.

### * 3.

On pose $v = k[CO]^m[NO_2]^n$.

Expériences 1 et 3 : [CO] est divisée par 2, $[NO_2]$ reste constante et la vitesse ne change pas. L'ordre par rapport à CO est donc m = 0.

$$Expériences\ 1\ et\ 2 : \frac{v_1}{v_2} = \frac{5{,}9 \times 10^{-7}}{1{,}5 \times 10^{-7}} \approx 3{,}93 \approx 4.$$

[CO] reste constante, tandis que $[NO_2]$ est divisée par 2. Avec les valeurs arrondies du tableau, la vitesse est environ divisée par 4 : l'ordre par rapport à $NO_2$ est n = 2.

**$v = k[CO]^0[NO_2]^2 = k[NO_2]^2$**

Nom : _____

## Évaluation explicite des connaissances — suite

### * 4.

La première équation doit être inversée pour produire du dihydrogène :

**$2\ HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$**

$$K_c\ (inverse)\ = \frac{1}{4{,}6}\ \approx\ 0{,}22 \text{ à } 1\,200\ K$$

Les deux autres équations produisent déjà du $H_2$ : leurs constantes restent inchangées.

| Réaction dans le sens de production de $H_2$ | Température | $K_c$ |
|---|---|---|
| 1 — équation inversée | 1 200 K | 0,22 |
| 2 — équation donnée | 1 100 K | 0,55 |
| 3 — équation donnée | 1 200 K | 0,26 |

**La réaction 2 possède la plus grande constante dans le sens demandé : 0,55 > 0,26 > 0,22.**

Ce classement des constantes, pour les équations et températures indiquées, ne permet pas à lui seul de comparer les rendements en dihydrogène de ces réactions différentes.

### * 5.

La forme acide de la glycine ($C_2H_6NO_2^+$) est la plus forte parmi les formes présentées, car sa constante de première dissociation est la plus élevée.

**$3{,}98 \times 10^{-3} > 9{,}12 \times 10^{-4} > 3{,}47 \times 10^{-4}$**

Une constante d'acidité plus grande indique une dissociation acide plus favorisée : cette forme cède plus facilement un proton à l'eau.

La constante donnée pour la glycine concerne sa forme protonée. Le classement porte sur la force acide; il ne permet pas de déduire un risque de brûlures d'estomac.