

Série N° 10 — Semaine du 17 Novembre 2025

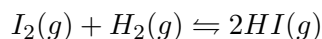
Equilibre des réactions, acide-base

1. Vrai ou faux ?

	Vrai	Faux
a. Une réaction chimique se produit dans le sens direct si le quotient réactionnel est inférieur à la constante d'équilibre.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b. Une réaction à l'état d'équilibre est toujours caractérisée par un $\Delta G_r < 0$.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c. Plus la variation d'enthalpie libre d'une réaction (ΔG_r^0) est négative, plus la constante d'équilibre est grande.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
d. Le couple MgH_2/Mg est un couple acide base	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
e. La force d'un acide augmente lorsque le pKa de son couple acide/base conjuguée diminue	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
f. Si on ajoute à 1L d'eau 500mg de $CaCl_2$, cette solution deviendra basique.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
g. Le degré de dissociation d'un acide faible augmente avec la dilution.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

2. Equilibre Chimique

L'iodure d'hydrogène, HI, est utilisé comme réactif en chimie organique pour transformer les alcools primaires en iodures d'alkyle. Pour maximiser le rendement de la formation de ce produit on a besoin de comprendre l'équation de formation de HI à partir du diiode et du dihydrogène.



A $25^\circ C$, l'enthalpie libre standard de réaction est $+ 1.7$ kJ/mol.

- Quelle est la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction ?
- Sachant cette constante, si j'ai initialement mis dans le récipient une mole de $I_2(g)$ et une mole de $H_2(g)$, quand j'atteint l'équilibre, combien de moles de chacun devrais-je avoir de chaque élément ? Pour cela, posez que à l'équilibre, x est la fraction de moles de réactifs qui s'est transformé, et écrivez la constante d'équilibre en fonction des concentrations à l'équilibre (pour les puristes, on considère ici pour simplifier que la pression partielle des gas est la même chose que la concentration en moles dans le mélange).

- c. Si je considère ma réaction à l'équilibre, comme obtenue précédemment, dans quel sens se déplace la réaction si je rajoute une mole de dihydrogène au système (sans calculer les fractions de moles au nouvel équilibre) ?

3. Le principe de Le Chatelier

Dans un récipient fermé, la décomposition endothermique du carbonate de baryum est présentée selon la réaction : $BaCO_3(s) \rightleftharpoons BaO(s) + CO_2(g)$

- a. Donnez l'expression de la constante d'équilibre.
- b. Comment évolue le système si la température est augmentée ?
- c. Comment évolue le système si la pression totale est diminuée ?
- d. Comment évolue le système si on ajoute du carbonate de baryum ?
- e. Comment évolue le système si on ajoute du CO_2 ?
- f. Comment évolue le système si le récipient est ouvert ?

4. Le grand nettoyage

Avant de partir en vacances, vos colocataires vous imposent de nettoyer un peu la salle de bains. Vous décidez de préparer une solution d'ammoniac NH_3 à 0.1M, pour récurer la baignoire. On voudrait quand même vérifier quel est son pH pour savoir si vous devriez porter des gants. Vous trouvez dans une table que $K_b = 1.66 \cdot 10^{-5}$, donc $pK_b = 4.78$. Calculez le pH en négligeant l'autodissociation de l'eau :

- a. De manière exacte
- b. Avec la simplification, sachant que $[B]_0 > 100K_b$.
- c. Comparez les résultats et qu'en concluez vous sur la simplification, et sur le besoin de porter des gants.

Pour continuer sur la lancée, vous décidez aussi de détartre les pommeaux de douche qui sont couverts d'une couche de calcaire, $CaCO_3$. Pour cela, vous prenez du vinaigre de ménage, donc une solution de CH_3COOH , et vous trempez le pommeau de douche dans la solution. On observe un dégagement gazeux. Que se passe-t-il ? Est ce que ce gaz est nocif ? Pour cela, essayez d'imaginer la réaction qui a lieu.

5. Pour s'entraîner aux calculs de pH, facultatif pour ceux qui savent déjà tout cela sur le bout des doigts

Calculez le pH des solutions aqueuses suivantes en utilisant les simplifications adéquates si possible. Les hypothèses de calculs devront être vérifiées. On donne : $pK_a(CH_3CH_2COOH/CH_3CH_2COO^-) = 4.88$;
 $pK_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4.7$;

- a. NaOH à 10^{-2} mol/L
- b. HNO_3 à 10^{-2} mol/L
- c. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ à 10^{-1} mol/L
- d. CH_3COONa à 10^{-1} mol/L (il se dissocie en CH_3COO^- et Na^+)
- e. HNO_3 à 5.10^{-7} mol/L

6. Réponses aux questions

- a. Exercice 2 : *Solution* : La constante K vaut 0.5, et à l'équilibre, 0.74 moles de réactifs et on a 0.52 moles de produits
- b. Exercice 3 : *Solution* : b, c, f : sens direct, d : rien, e : sens opposé
- c. Exercice 4 : *Solution* : a, $\text{pH}=11,11$; b : 11,1 ; puis, dioxyde de carbone
- d. Exercice 5 : *Solution* : a :12; b :2; c : 2.94; d : 8.85; e : 6.28