

Zaheer
AMHAM

Thermodynamique

Systeme $\xleftrightarrow{\text{change}}$ Milieu
Fermée $\xleftrightarrow{\text{d'énergie}}$ Extérieur

\Rightarrow Variable d'état : P, V, T

\Rightarrow Fonction d'état : $f(P, V, T)$

\Rightarrow Equation d'état : $f(P, V, T) = 0$

Remarque

$$\begin{cases} dP(V, T) = \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T dV + \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V dT \\ dV(P, T) = \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T dP + \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P dT \\ dT(P, V) = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_V dP + \left(\frac{\partial T}{\partial V} \right)_P dV \end{cases}$$

Dé différentielle
Totale
Exacte

$$\begin{cases} df(u, y) = \left(\frac{\partial f}{\partial u} \right)_y du + \left(\frac{\partial f}{\partial y} \right)_u dy \\ df(u, y) = U du + W dy \\ \text{and it's } f \text{ "D.T.E."} \\ \left(\frac{\partial W}{\partial u} \right)_y = \left(\frac{\partial U}{\partial y} \right)_u \end{cases}$$

Les Transformations

Zouhair
AMAH

Transformations
isobare

$$P = \text{cte}$$

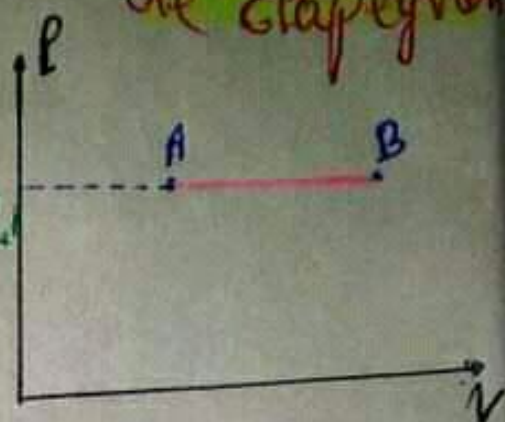
$$P_A = P_B$$

Relation etat
Pour un gaz parfait

$$\frac{V}{T} = \text{cte}$$

$$\frac{V_f}{V_i} = \frac{T_f}{T_i}$$

Diagramme de Clapeyron



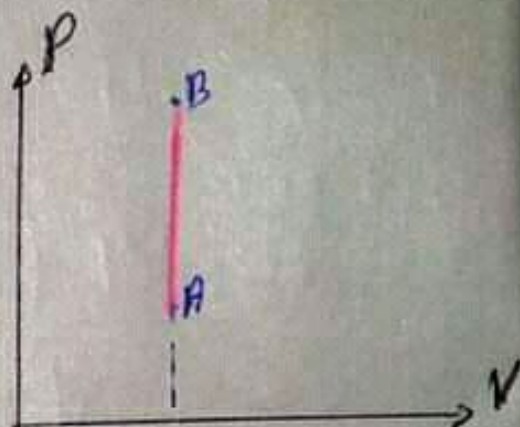
Transformations
isochore

$$V = \text{cte}$$

$$V_A = V_B$$

$$\frac{P}{T} = \text{cte}$$

$$\frac{P_f}{P_i} = \frac{T_f}{T_i}$$

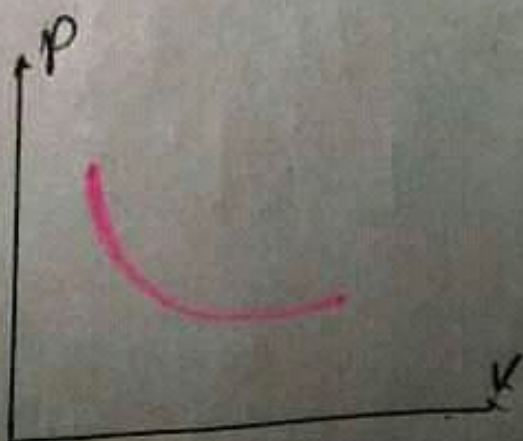


Transformations
isotherme

$$PV = \text{cte}$$

$$T = \text{cte} \quad P_i V_i = P_f V_f$$

$$T_A = T_B$$



Transformation
Adiabatique

$$\begin{cases} PV^\gamma = \text{cte} \\ TV^{\gamma-1} = \text{cte} \\ TP^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{cte} \end{cases}$$

Relation de Laplace



coefficient thermo-élastique

$$\alpha, \beta, \chi_T$$

Pour GAZ Réel

Zouhair
AMHAN

Dilatation
isobare

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

compression
isotherme

$$\chi_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

compression
isochore

$$\beta = \frac{1}{Q} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V$$

Pour GAZ Parfait

$$\alpha = \frac{1}{T} \quad (\text{unité } K^{-1})$$

$$\beta = \frac{1}{T}$$

$$\chi_T = \frac{1}{P}$$

Remarque : $\frac{\alpha}{\beta \chi_T} = P$

fonction d'état

Zuhair
AMHABH
A

Étape 1:

$$df = \left. \frac{\partial f}{\partial x} \right|_y dx + \left. \frac{\partial f}{\partial y} \right|_x dy$$

$$df = U dx + W dy$$

$$\begin{cases} \left. \frac{\partial f}{\partial x} \right|_y = U & (E_1) \\ \left. \frac{\partial f}{\partial y} \right|_x = W & (E_2) \end{cases}$$

Étape 2:

$$(E_1) \Rightarrow \left. \frac{\partial f}{\partial x} \right|_y = U$$

$$\underline{\partial f} = U \times \partial x$$

$$df = U \times dx$$

$$f = \int U \times dx$$

Chapitre 2 : 1^{er} Principe de Thermodynamique

Zouhair
AMHAH

$$\Delta U = W + Q$$

$$du = \delta W + \delta Q$$

Transformations	Isobare	Isochore	Isotherme	Adiabatique
Propriétés	$P = P_A = P_B$	$V = V_A = V_B$	$T = T_A = T_B$	$P_A V_A = P_B V_B$
Quantité de Travail échangé W_{AB}	$-P_A (V_B - V_A)$	0	$-nRT_A \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ $nRT_A \ln\left(\frac{P_B}{P_A}\right)$	$nC_V \Delta T$ $m c_V \Delta T$
Quantité de chaleur échangé Q_{AB}	$nC_P \Delta T$	$nC_V \Delta T$	$nRT_A \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ $-nRT_A \ln\left(\frac{P_B}{P_A}\right)$	0
Variation de l'énergie interne ΔU_{AB}	$nC_V \Delta T$ $m c_V \Delta T$	$nC_V \Delta T$ $m c_V \Delta T$	0	$nC_{V,m} \Delta T$
Variation de l'enthalpie ΔH_{AB}	$nC_P \Delta T$ $m c_P \Delta T$	$nC_P \Delta T$ $m c_P \Delta T$	0	$nC_{P,m} \Delta T$
Variation de l'entropie ΔS_{AB}	$nC_P \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$ $m c_P \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$	$nC_V \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$ $m c_V \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$	$nR \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ $-nR \ln\left(\frac{P_B}{P_A}\right)$	0

Le coefficient adiabatique

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{c_{p,m}}{c_{v,m}}$$

GAZ parfait	c_v	c_p	$c_{v,m}$	$c_{p,m}$	γ
GAZ parfait Monoatomique	$\frac{3}{2}nR$	$\frac{5}{2}nR$	$\frac{3}{2}R$	$\frac{5}{2}R$	$\frac{5}{3}$
GAZ parfait diatomique	$\frac{5}{2}nR$	$\frac{7}{2}nR$	$\frac{5}{2}R$	$\frac{7}{2}R$	$\frac{7}{5}$

relation de MAYER

$$c_p - c_v = R$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} \Rightarrow c_v = \frac{nR}{\gamma - 1}$$

$$c_p - c_v = nR \Rightarrow c_p = \frac{\gamma nR}{\gamma - 1}$$

✓ La détente de Joule - GAY-Lussac

$$\Delta u = 0$$

isoénergétique

✓ La détente de Joule - Kelvin

$$\Delta H = 0$$

isenthalpique

Résumé de Thermodynamique

Groupe 3 SMP. SMC // S1 - S3

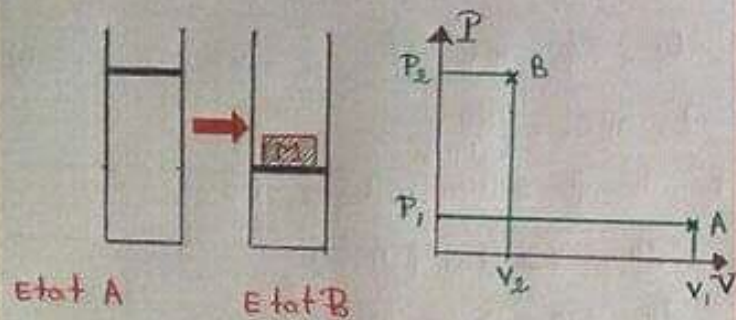
Page 3 w3. fb.com / SMP.S3

Al-Ham Rmouhif (أحمد الحموي) 4/

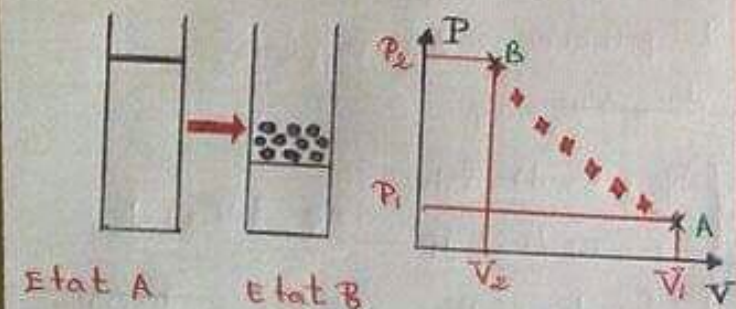
Transformation d'un système :

a. Transformation irréversible

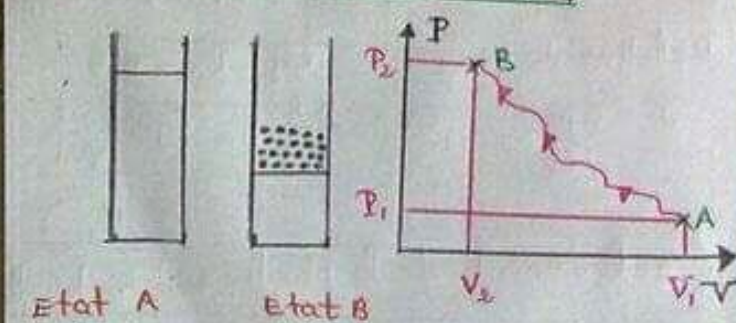
ex: Compression brutale d'un gaz, sous l'action d'une masse M, de l'état A (P_1, V_1) à l'état B (P_2, V_2)



b. Transformation quasi-statique



c. Transformation réversible



خام آرموي

خبر بابت سید ابی قریب علی اللہ

Autre Transformation :

- * Transformation isotherme $\Leftrightarrow T = \text{cte}$
- * " " " isochore $\Leftrightarrow V = \text{cte}$
- * " " " isobar $\Leftrightarrow P = \text{cte}$
- * " " " adiabatique $\Leftrightarrow Q = 0$

Forme différentielle des fonction d'état :

Les variable d'état (P, V, T)

$$V = V(P, T) ; P = P(V, T) ; T = T(P, V)$$

Ecrivons les différentielle dv, dP, dT

$$dv = \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T dP$$

$$dP = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T dV$$

$$dT = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_V dP + \left(\frac{\partial T}{\partial V} \right)_P dV$$

$$a. \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P \left(\frac{\partial T}{\partial V} \right)_P = 1 \quad c. \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_V = 1$$

$$b. \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T = 1 \quad d. \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_V \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T = -1$$

* Coefficients thermo-élastique

$$dv = \alpha V dT - \chi_T V dP \quad (1)$$

$$dv = \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T dP \quad (2)$$

comparaison (1) et (2)

$$\alpha V = \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P \Leftrightarrow \alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P$$

$$-\chi_T V = \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T \Leftrightarrow \chi_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T$$

$$dP = \beta P dT - \epsilon P dv \quad (3)$$

$$dP = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T dV \quad (4)$$

Le même

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V \quad \epsilon = -\frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial V} \right)_T$$

Démontre que $\beta = \frac{\alpha}{\chi_T}$
facilement remplace α et β et χ_T

Chapitre X

Calorimétrie et Thermométrie

* Chaleur sensible

$$P = \text{cte} \quad Q = \int_{T_i}^{T_f} m C_p dT$$

C_p : Capacité thermique molaire

$$Q = m C_p (T_f - T_i)$$

$$C_p = \frac{dQ}{dT} \quad [J \cdot K^{-1}]$$

$$= \frac{1}{m} m \frac{dQ}{dT} = \frac{1}{n} \frac{dQ}{dT} \quad [J / \text{mol} \cdot K]$$

* Chaleur latente

$$Q = m L$$

$$Q = Q_1 + \dots + Q_n$$

$$= m C_p^s (T_f - T_i) + m L_F + m C_p^L (T_v - T_F) + m L_v + m C_p^v (T_f - T_v)$$

* Équilibre Thermique : $\sum Q_i = 0$

* Variable Thermodynamiques

→ Gaz parfaits : $PV = nRT = \text{cte}$

→ Gaz réels : $(P + \frac{a}{V^2})(V - b) = nRT = \text{cte}$

Chapitre XI

Le premier principe de la thermodynamique

$$\boxed{U_1} \xrightarrow{\Delta U = U_2 - U_1} \boxed{U_2} \quad \Delta U = W + Q \Rightarrow$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$$

Variation de l'énergie interne du système

Expression mathématique du premier

Principe

Si la transformation est finie :

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$$

Si la transformation est élémentaire :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

$$dU = \delta Q + \delta W$$

$$\text{Soit } \delta W = -P dV$$

$$dU = \delta Q - P dV$$

$$dH = dU + d(PV) = dU + P dV + V dP$$

H : Enthalpie

$$dH = \delta Q + V dP$$

Conséquences :

Pour transformation isochore $V = \text{cte}$

$$dU = \delta Q = m C_v dT \quad dV = 0 \text{ car } (V = \text{cte})$$

$$\text{et } m C_v = \left(\frac{dU}{dT} \right)_V$$

Pour transformation isobare $P = \text{cte}$

$$dH = \delta Q \text{ car } (dP = 0)$$

$$dH = \delta Q = m C_p dT$$

$$m C_p = \left(\frac{dH}{dT} \right)$$

$$1^{\text{er}} \text{ principe} \quad \Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$$

$$dU = \delta W + \delta Q$$

$$\delta Q = C_v dT + l dV$$

$$\delta Q = C_p dT + h dP$$

$$\delta Q = l dP + \mu dV$$

1^{er} loi de Joule → $dU = n C_v dT$ Energie interne

2^{de} loi de Joule → $dH = n C_p dT$ l'enthalpie

Relation de Mayer $C_p - C_v = n R$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$C_v = \frac{n R}{\gamma - 1}$$

$$C_p = \frac{n \gamma R}{\gamma - 1}$$

l'achèvement de la partie البرت أيشة

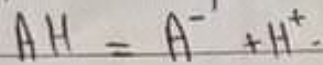
Rmouli
Hiclam

1/éerci

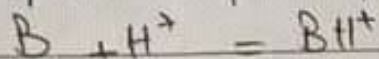
Chimie : Chapitre 1 : Solution Les Acide et Les Base

⇒ Définition "Selon Brønsted"

Acide - Est une espèce chimique capable de libérer un proton



Base - Est une espèce chimique capable de capter un proton.



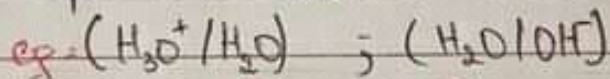
• Les deux forment un couple (acide / base).

• Il existe des cas particuliers -

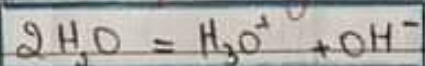
↳ polyacide - c'est une espèce chimique capable de libérer plusieurs protons

↳ polybase - c'est une espèce chimique capable de capter plusieurs protons

↳ un ampholyte - c'est une espèce capable de jouer deux rôles à la fois ; le rôle d'un acide d'un couple et le rôle d'une base dans l'autre couple



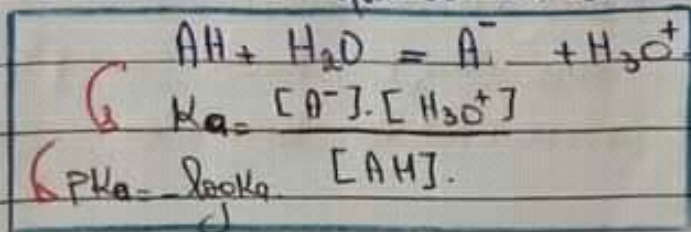
⇒ L'équilibre d'autoprotolyse de l'eau



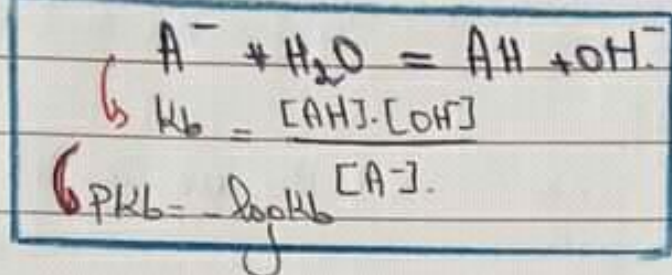
et la constante d'équilibre thermodynamique de cet équilibre est le produit ionique de l'eau

$$\begin{aligned} K_e &= [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \\ pK_e &= -\log K_e = 14 \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} K_e &= [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \\ pK_e &= -\log K_e = 14 \end{aligned}} \right\} (25^\circ C)$$

• Un couple acide basique est caractérisé par une constante d'acidité K_a qui est la constante d'équilibre suivant.



- Et de façon symétrique est possible de définir la constante Basicité K_b caractérisant l'équilibre suivant



- Pour un même couple acide / Base la constante d'équilibre K_a et K_b ne sont pas indépendantes :

$$[K_a] \cdot [K_b] = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_e = 10^{-14}$$

$$\text{et donc : } pK_a + pK_b = pK_e = -\log K_e = 14$$

- La base conjuguée d'un acide fort est faible.
- La base conjuguée d'un acide faible est forte.
- L'Acide conjugué d'une Base forte est faible.
- L'Acide conjugué d'une Base faible est fort.

	Acide	Base
fort (el).	pK_a faible.	pK_b forte.
faible	pK_a fort	pK_b faible.

⇒ Calcul du pH des acides et des Bases

- Définition du pH

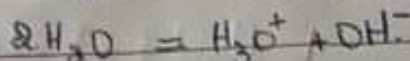
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

- $[H_3O^+] = [OH^-]$ alors $pH = 7$ neutre.
- $[H_3O^+] > [OH^-]$ alors $pH < 7$ Acide.
- $[H_3O^+] < [OH^-]$ alors $pH > 7$ Basique.

• Calcul de PH d'un acide fort ($\text{Cl}^-/\text{Br}^-/\text{NO}_3^-$)



$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \quad ; \quad K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-] \quad \text{--- (1)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \quad (\text{Psg: Acide fort})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] \quad \text{--- (2)}$$

d'équation (1) devient (2)

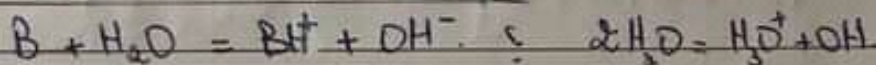
(concentration initiale : C_a) La conservation de la matière

$$C_a = [\text{A}^-] = [\text{AH}]$$

de l'équation (2) on tire :

$$C_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow -\log C_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{PH}$$

• Calcul de PH d'une Base forte (NH_3)



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \quad ; \quad K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{BH}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{--- (1)}$$

$$[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{Psg Base forte})$$

d'équation (1) devient (2) $[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+]$

La conservation de la matière $C_b = [\text{OH}^-] = [\text{BH}^+]$

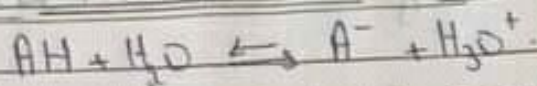
de l'équation (2) on tire : $C_b = [\text{OH}^-]$

Le produit ionique de l'eau : $K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} \quad , \quad \text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$\text{PH} = \log 10^{-14} + \log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{PH} = 14 + \log C_b$$

• Calcul de pH d'un acide faible



$$[H_3O^+] = [OH^-] + [A^-] \quad \dots (1)$$

$$[H_3O^+] \gg [OH^-] \text{ (Psg Acide faible)}$$

$$\text{d'équation (1) devient: } [H_3O^+] = [A^-] \quad \dots (2)$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

$$C_a = [A^-] + [AH]$$

de l'équation (2) on tire :

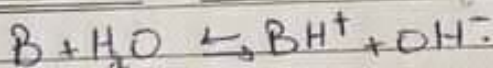
$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[AH]}$$

$$\log K_a = \log \frac{[H_3O^+]^2}{[AH]} \Rightarrow \log K_a = 2 \log [H_3O^+] - \log C_a$$

$$- \log K_a = -2 \log [H_3O^+] + \log C_a$$

$$pK_a = 2pH + \log C_a \Rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_a)$$

• Calcul de pH d'une Base faible



$$[OH^-] = [BH^+] + [H_3O^+] \quad \dots (1)$$

$$[OH^-] \gg [H_3O^+] \text{ (Psg Base faible)}$$

$$\text{d'équation (1) devient: } [OH^-] = [BH^+] \quad \dots (2)$$

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} \quad \text{de l'équation (2) on tire} = K_b = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$$

$$\log K_b = \log \frac{[OH^-]^2}{[B]} \Rightarrow - \log K_b = - \log \frac{[OH^-]^2}{[B]} \Rightarrow pK_b = -2 \log [OH^-] + \log [B]$$

$$pK_b = 2pOH + \log C_b \Rightarrow pK_b = 2(14 - pH) + \log C_b \Rightarrow 14 - pH = \frac{1}{2} (pK_b - \log C_b)$$

$$\Rightarrow pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_b - \log C_b) \quad \text{On a: } pK_a + pK_b - pK_e = 14$$

$$pH = \frac{1}{2} (14 + pK_a + \log C_b)$$

→ Calcule les concentration



$$\bullet [H_3O^+] = 10^{-pH} \quad / \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$$

$$\bullet [A^-] - [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$\bullet [AH]_f = [AH]_i = [A^-]$$

degré de dissociation (α)

$$\alpha = \frac{n}{N} = \frac{c}{c_0} \quad (\alpha \leq 1)$$

Chimie & Chapitre 2: Réaction d'oxyd. - réduction

⇒ Définition :

Un oxydant - est un composé capable de capter un ou des (e^-).
ex: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

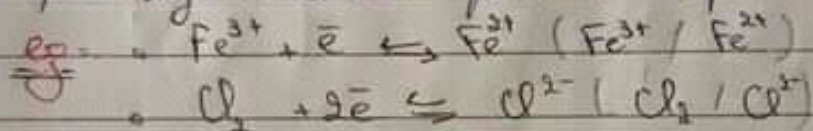
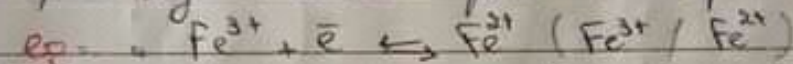
Un réducteur - est un composé capable de céder un ou des (e^-).
ex: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

un oxydant - accepte (e^-) oxydation - perte (e^-)

un réducteur - donne (e^-) réduction - gain (e^-)

• Oxydation réduction sont des réaction réversible

• L'espèce oxydant et red forme un couple d'oxydo-réduction.

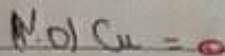
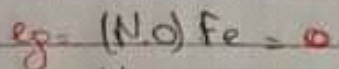


⇒ Nombre d'oxydation - (N.O.)

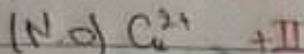
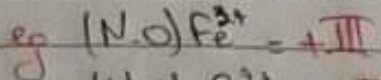
• Définition - c'est un nombre entier (+) ou (-) qui indique l'importance de gain ou perte d'(e^-) par rapport à l'atome neutre.

• Règle de calcul de N.O.

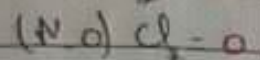
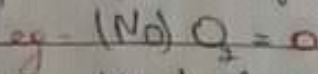
a) (N.O.) des atomes d'un élément à l'état libre est nulle (0).



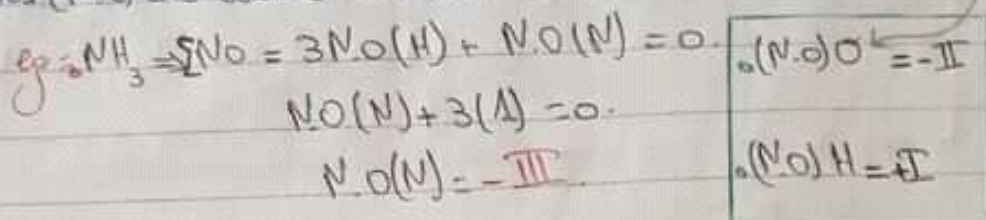
b) (N.O.) d'un atome à l'état d'ion monatomique = la charge des ions



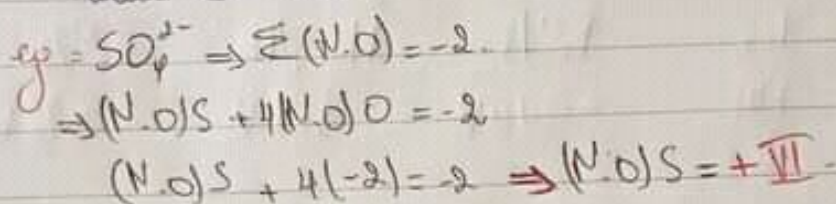
c) (N.O.) d'un corp simple de forme X_n = 0



donc $\sum \text{des (N.O.) des atomes au sein d'une molécule (neutre)} = 0$



e/ Pour un ion atomique la $\sum \text{des (N.O.) des atomes de l'ion} = \text{la charge totale de l'ion}$



Exption =

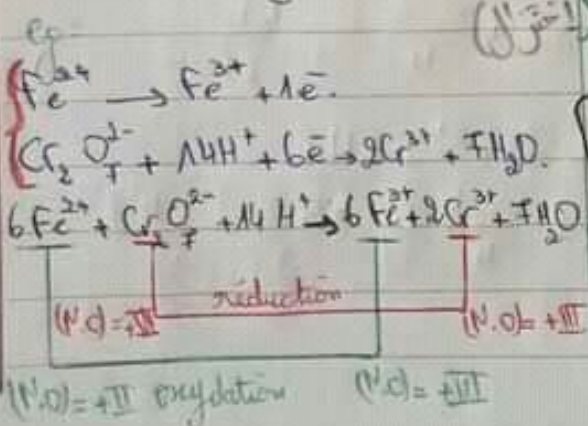
* Pour le H: $\text{(N.O.) H} = +I$; sauf dans les hydrures métallique $\text{(N.O.) H} = -I$ $\text{H} = -I$ $\text{Li, Na, K, Rb, Cs, Fr}$ $\text{H} = +I$ NH_3

* Pour le O: $\text{(N.O.) O} = -II$; sauf dans les peroxydes $(\text{NO})_2 = -I$

⇒ Réaction (ox/red) :

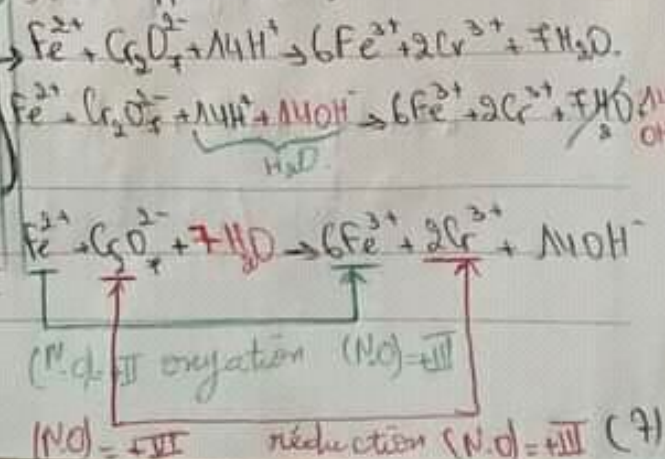
dans un milieu acide :

- 1) Equilibrer l'élément chimique ox ou red
- 2) " " (O) avec des molécules H_2O
- 3) " " (H) avec des molécules H^+
- 4) " la charge des (e)



dans un milieu Basique :

- 1) Ecrire la demi équation du couple en milieu acide.
- 2) Ajouter des ions OH^- de part et d'autre du signe égal. ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$)
- 3) Faire apparaître les molécules d' H_2O .



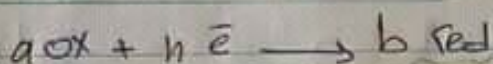
في المعادلة النهائية إذا قلنا يلي ال (N.O) نلاحظ أن عدد إلكترونات
كان في التفاعلات راح نكتب oxidation
وإذا نقص راح نكتب reduction

Le Potentiel standard " E° " est la mesure dans les
conditions normale de T et de P ($T = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 1\text{atm}$)

ex = (مثال)

couple redox	Fe^{3+}/Fe	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
E° (V/E NH)	-0,44V	1,1V	-0,76V	0,34V

La Formule de Nernst :

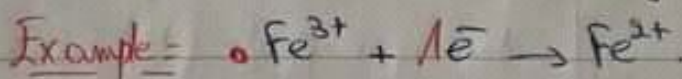


$$E_{\text{ox/red}} = E^{\circ}_{\text{ox/red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b}$$

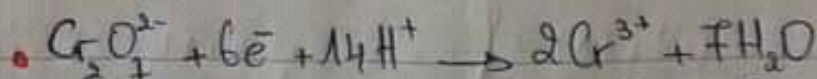
$$E_{\text{ox/red}} = E^{\circ}_{\text{ox/red}} + \frac{0,0256}{n} \ln \frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b}$$

$$\ln(x) = \ln(10) \times \log(x) \approx 2,3 \log(x)$$

$$E_{\text{ox/red}} = E^{\circ}_{\text{ox/red}} + \frac{0,019}{n} \log \frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b} = E^{\circ}_{\text{ox/red}} + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{ox}]^a}{[\text{red}]^b}$$

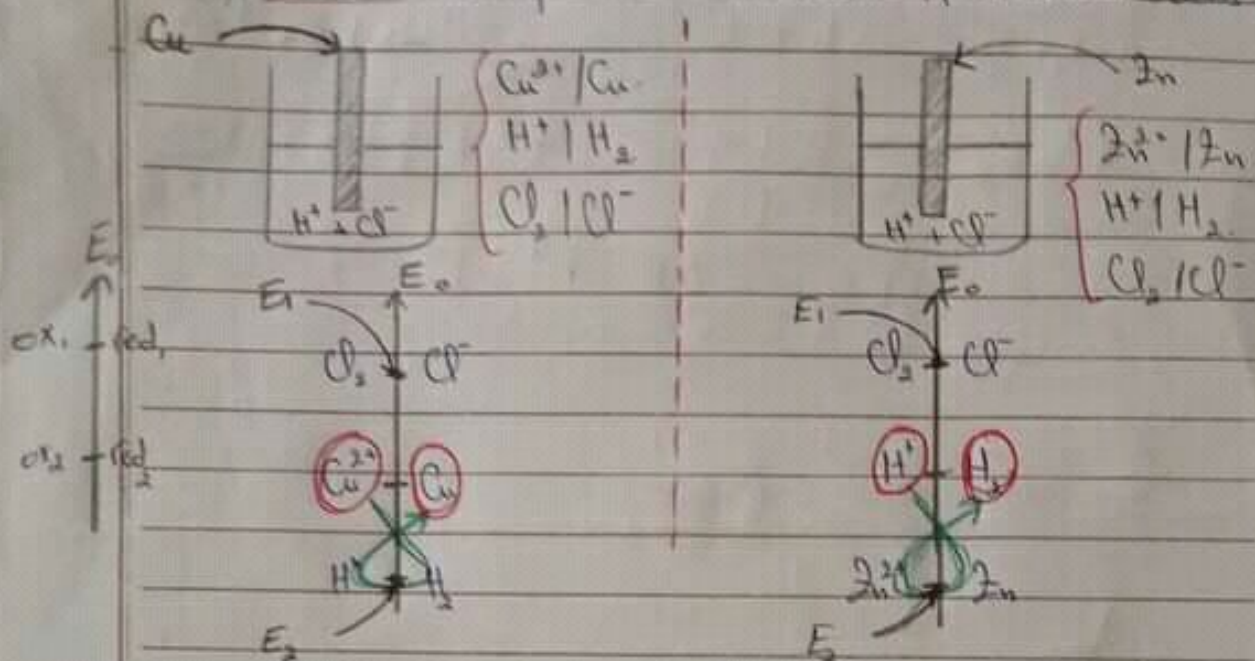


$$\Rightarrow E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

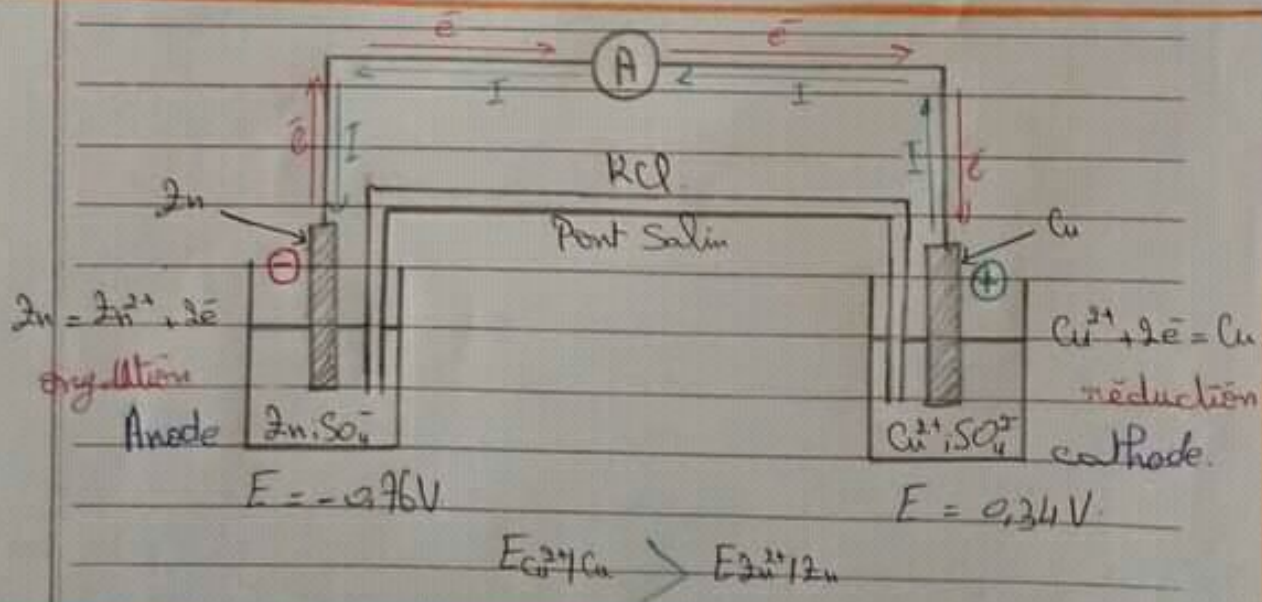


$$\Rightarrow E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = E^{\circ}_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^{14}}{2 \cdot [\text{Cr}^{3+}]}$$

Application Attaque des métaux par les acides

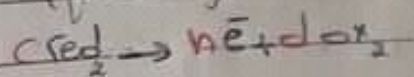
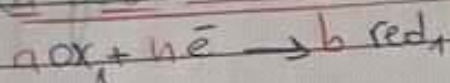


Piles électrochimiques (pile d'amiell)



la pile est positive si $E_{\text{cathode}} > E_{\text{anode}}$
 la pile est négative si $E_{\text{cathode}} < E_{\text{anode}}$

La force électromotrice (f.e.m.)



$$E^\ominus = E^\ominus_1 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{ox}_1]^a}{[\text{red}_1]^b}$$

$$E^\ominus = E^\ominus_2 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{ox}_2]^d}{[\text{red}_2]^c}$$

$$f.e.m. = \Delta E = E^\ominus_1 - E^\ominus_2$$

La constante d'équilibre :

$$K = 10^{\frac{n \Delta E^\ominus}{0,06}}$$